ÁTOMO

DESARROLLO DEL TEMA

I. TEORÍAS Y MODELOS ATÓMICOS

A. Teoría Atómica de Dalton (1808)

Su modelo atómico se basa en los postulados que se presentan a continuación:

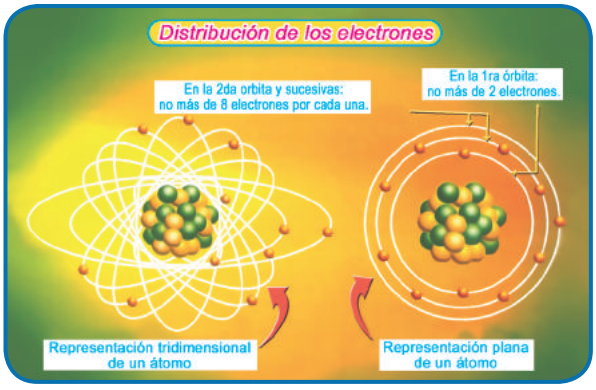
1. Todos los elementos químicos están constituidos por átomos los cuales son partículas invisibles e indivisibles.
2. Los átomos de un mismo elemento presentan igual tamaño, masa y otras propiedades.
3. Los átomos diferentes poseen propiedades diferentes.
4. En una reacción química los átomos se reordenan sin destruirse, lo cual ocurre en proporciones numéricas simples.

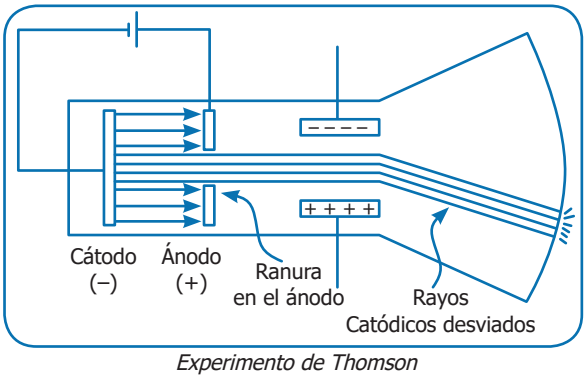
Ejemplo:

Ejemplo:

B. Identificación del electrón

- Los rayos catódicos fueron descubiertos por Julius Plücker (1859) y fueron estudiados con más detalle por Willian C rookes (1886). El tubo de rayos catódicos consiste en un tubo de vidrio sellado que contiene gas a presiones muy bajas, este tubo posee dos placas, el cátodo (–) y el ánodo (+), cuando se aplica un alto voltaje (10000 voltios), la placa con carga negativa (cátodo) emite un rayo invisible (rayo catódico) el cual se dirige a la placa con carga positiva (ánodo).
- En 1897 Joseph Thomson utiliza un tubo de rayos catódicos en el cual instala un campo eléctrico mediante placas cargadas y observó que los rayos se desviaban hacia la placa positiva con lo cual concluyó que el rayo catódico es una corriente de partículas con cargas negativas, a dichas partículas las llamo electrones, como había sugerido anteriormente Stoney.



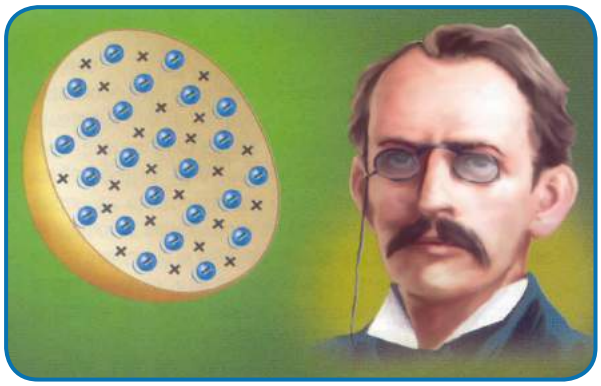


Experimento de Thomson

C. Modelo Atómico de Thomson (1904)

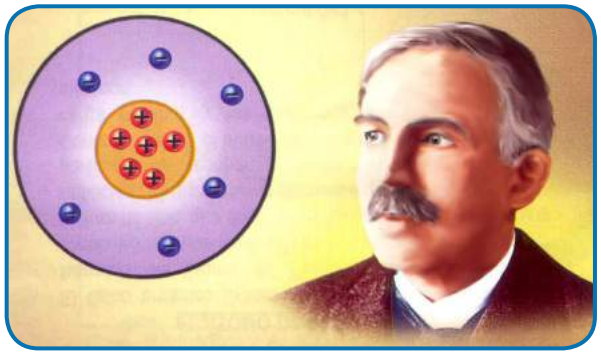
Thomson partiendo de su descubrimiento o plantea que el átomo es una esfera de masa compacta y de carga positiva distribuida homogeneamente en la cual se encuentran incrustados los electrones de carga negativa de tal manera que neutraliza la carga positiva de la esfera.

A este modelo se le conoció como el modelo del budín con pasas.



D. Modelo Atómico de Rutherford (1911)

Después de realizar el experimento del pan de oro Rutherford descubre el núcleo atómico con lo cual plantea su modelo atómico, que considera al átomo como un sistema planetario en miniatura cuya parte central posee un núcleo diminuto y positivo alrededor del cual giran los electrones en orbitas circulares y concéntricas.



E. Modelo Atómico de Niels Bohr

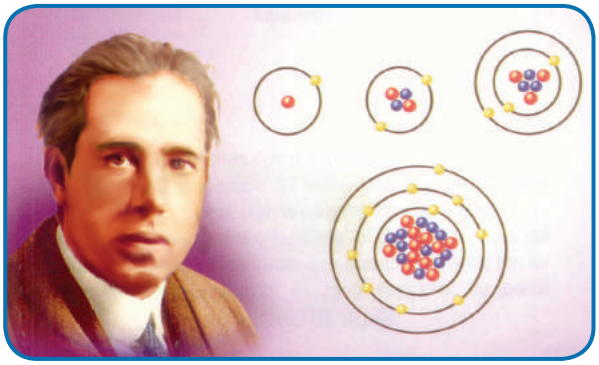
Niels Bohr no descarta totalmente el modelo de Rutherford, estando su modelo basado en los siguientes postulados.

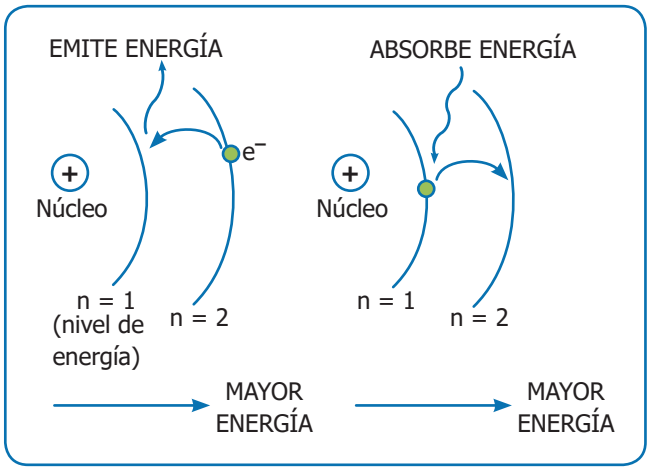
Primer Postulado
Los electrones giran alrededor del núcleo en estado de equilibrio debido a que las fuerzas que actúan sobre el se anulan entre si.

Segundo Postulado
Los electrones solo pueden girar en ciertas regiones llamadas niveles de energía.

Tercer Postulado
Cuando un electrón gira en un nivel u orbita permitida no emite ni absorbe energía.

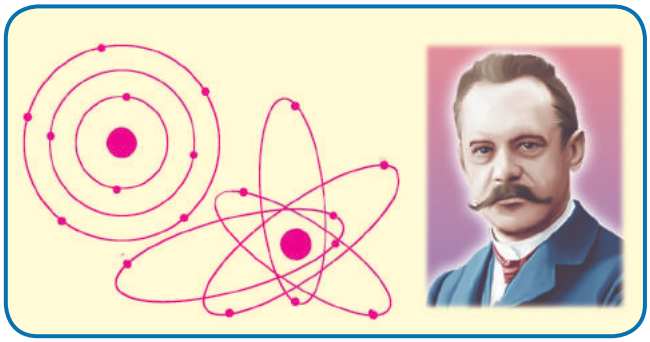
Cuarto Postulado
El electrón emite energía cuando se acerca al núcleo y absorbe energía cuando se aleja de él.





F. Modelo Atómico de Bohr–Sommerfield (1913)

Arnold Sommerfield formuló la existencia de los subniveles de energía, sostuvo también que los electrones aparte de seguir orbitas circulares también seguían orbitas elípticas



G. Modelo Atómico Actual

Según el modelo atómico actual el átomo presenta dos partes: el núcleo y la zona extranuclear.

1. Núcleo

Parte central del átomo, contiene a los protones y neutrones.
Es muy pequeña en comparación al átomo.

$$D_A \approx 10000 D_N$$

Donde: $D_A \rightarrow$ Diámetro del átomo

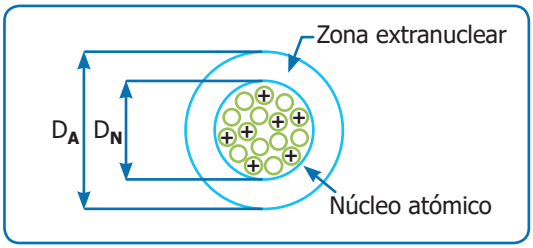
$D_N \rightarrow$ Diámetro del núcleo

Concentra el 99,99% de la masa total.

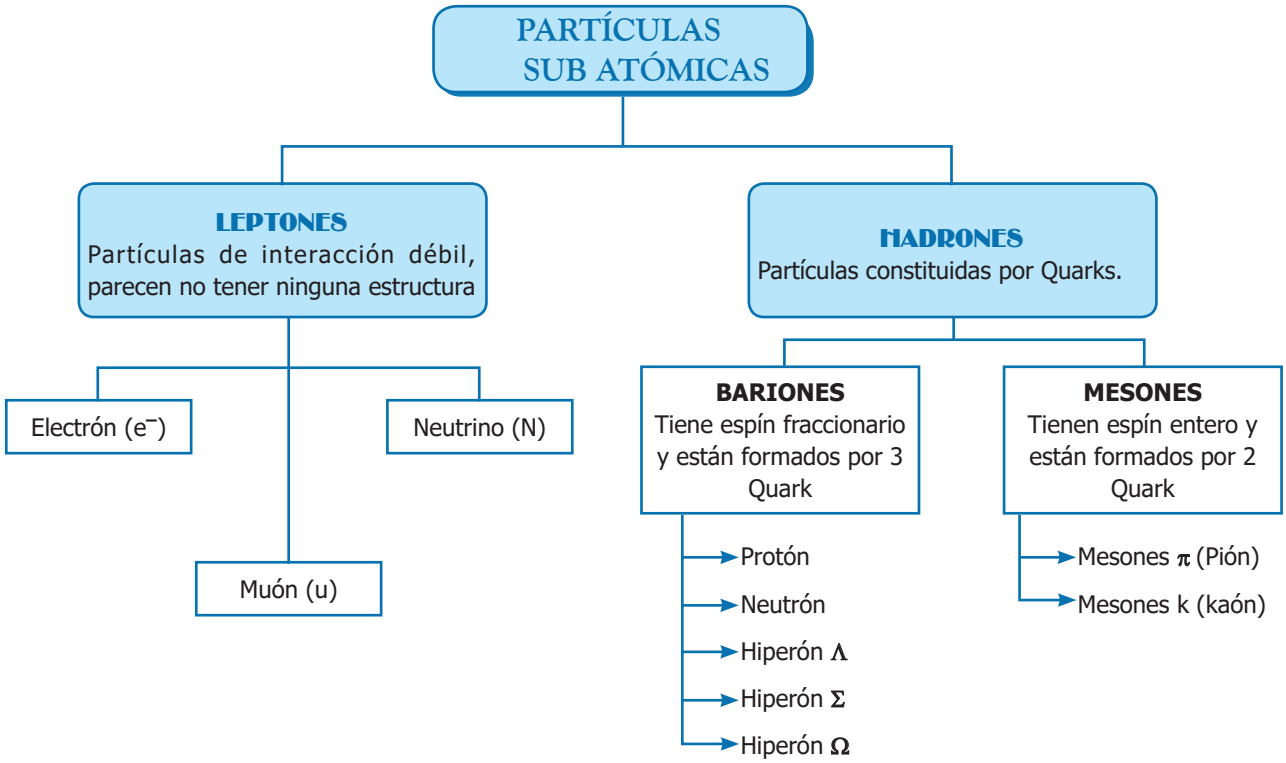
2. Zona extranuclear

Parte externa del átomo que envuelve al núcleo y contiene los electrones.

3. Clasificación de partículas



Nota:
Jhon Dalton poseía un deficiente manejo del lenguaje y su único pasatiempo era jugar a los bolos los jueves por la tarde. Probablemente la visión de esas bolas de madera le dio la idea de la teoría atómica.



QUARK

- Son las mínimas expresiones de materia hasta ahora encontradas.
- Hoy conocemos 6 tipos de Quark.

QUARK	SIGNIFICADO	SÍMBOLO	SPIN	CARGA
Up	Arriba	u	1/2	+2/3
Down	Abajo	d	1/2	–1/3
Charm	Encanto	c	1/2	+2/3
Strange	Extraño	s	1/2	–1/3
Top	Cima	t	1/2	+2/3
Bottom	Profundo	b	1/2	–1/3

4. Partículas Subatómicas fundamentales

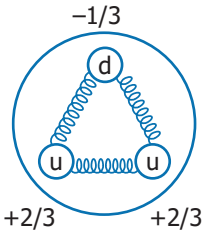
Como puedes notar el átomo posee una gran variedad de partículas (200) de las cuales 3 son las más importantes (p^+, n°, e^-) y por eso se llaman partículas fundamentales.

Características de las partículas subatómicas fundamentales

PARTÍCULA		PROTÓN	NEUTRÓN	ELECTRÓN
Símbolo		p^+	n°	e^-
Masa	g	$1{,}672 \times 10^{-24}$	$1{,}675 \times 10^{-24}$	$9{,}1095 \times 10^{-28}$
	uma	1,0073	1,0087	0,00055
Carga	Absoluta	$+1{,}6022 \times 10^{-19}$ C	0	$+1{,}6022 \times 10^{-19}$ C
	Relativa	+1	0	–1
Descubridor		E. Rutherford (1919)	T. Chadwick (1932)	J. Thomson (1897)

Nota: masa neutrón > masa protón > masa electrón

Estructura del Protón



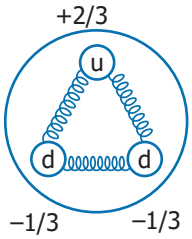
$$q_p = +\frac{2}{3} + \frac{2}{3} - \frac{1}{3} = +1$$

$q_p = +1$

(carga del protón)

Un protón está formado por 2 Quarks Up y un Quark Down

Estructura del Neutrón



$$q_n = +\frac{2}{3} - \frac{2}{3} - \frac{1}{3} = 0$$

$q_n = 0$

(carga del neutrón)

Un neutrón está formado por 2 Quarks Down y un Quark Up.

5. Representación de un núclido

Se llama núclido a un átomo con un número de p^+ y n° definido.

$${}^{A}_{Z}E$$

Donde: A = Número de masa

Z = Número atómico

N = Número de neutrones (#n°)

$Z = \#p^+$ | $A = Z + N$ | $N = A - Z$

Ejemplo:

Si: Se tiene:

${}^{39}_{19}K$	A = 39	$\#P^+ = 19$	$\#e^- = 19$
	Z = 19	N = 20	

Observación:

1. En todo átomo neutro se cumple:

$$\#p^+ = \#e^- = Z$$

2. Cuando un átomo no es neutro se le llama ión.

Ión → Catión (x^+), perdió electrones

Ión → Anión (x^-), ganó electrones

Ejemplos:

Si: Se tiene:

${}^{27}_{13}Al^{+3}$	A = 27	$\#P^+ = 13$	$\#e^- = 13 - 3 = 10$
	Z = 13	N = 14	

Si: Se tiene:

${}^{37}_{17}Cl^{-}$	A = 37	$\#P^+ = 17$	$\#e^- = 17 + 1 = 18$
	Z = 17	N = 20	

Nota:
Se llama número atómica al número de protones.
Se llama número de masa al número de partículas fundamentales en el núcleo.

II. CLASIFICACIÓN DE NÚCLIDOS

A. Isótopos(Hílidos)

Poseen igual "Z" y pertenecen al mismo elemento

químico. Los isótopos poseen propiedades químicas iguales y propiedades físicas diferentes.

Ejemplo:

Isótopos del hidrógeno.

	$^{1}_{1}H$	$^{2}_{1}H$	$^{3}_{1}H$
	Protio	Deuterio	Tritio
Abundacia	99,985%	0,015%	10^{-15}%
Forma	H_2O Agua común	D_2O Agua pesada	T_2O Agua super pesada

B. Isóbaros

Poseen igual "A", tienen propiedades físicas y químicas diferentes.

Ejemplo:

$^{40}_{20}Ca$ $^{40}_{18}Ar$

A = 40 A = 40

C. Isótonos

Poseen igual "N", tienen propiedades físicas y químicas diferentes.

Ejemplo:

$^{23}_{11}Na$ $^{24}_{12}Mg$

N = 12 N = 12

III. ESPECIES ISOELECTRÓNICAS

Son aquellas especies químicas que poseen igual cantidad de electrones.

Ejemplo:

$_{7}N^{-3}$ $_{11}Na^{+1}$

$\#e^- = 7 + 3 = 10$ $\#e^- = 11 - 1 = 10$

Nota:

$\#e^- = Z -$ (Carga del ión)

PROBLEMAS RESUELTOS

Problema 1

Determina el número de nucleones fundamentales (A), si: A + Z + N = 100

SAN MARCOS
NIVEL FÁCIL

A) 10 B) 20 C) 30
D) 40 E) 50

Resolución:

$A + \underbrace{Z + N}_{A} = 100$

$A + A = 100$

$2A = 100$

$\therefore A = 50$

Respuesta: E) 50

Problema 2

Sea el átomo: $^{33}_{x+1}E^{1}_{x+2}$

Halla la carga nuclear (Z).

A) 14 B) 15 C) 16
D) 17 E) 18

SAN MARCOS
NIVEL INTERMEDIO

Resolución:

A = Z + N

33 = x + 1 + x + 2

33 = 2x + 3

x = 15

Se cumple $\Rightarrow p^+ = e^- = Z = x + 1$

$\therefore Z = 16$

Respuesta: C) 16

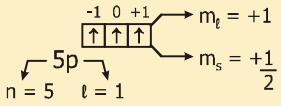
Problema 3

Determina los cuatro números cuantos para el último electrón es $5p^3$.

A) (5, 1, −1, +1/2)
B) (5, 1, +1, −1/2)
C) (5, 1, −1, −1/2)
D) (5, 1, +1, +1/2)
E) (5, 0, +1, +1/2)

UNMSM
NIVEL DIFÍCIL

Resolución:



$\therefore$ (5, 1, +1, +1/2)

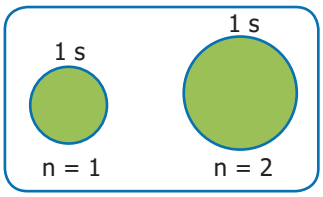
Respuesta: D) (5, 1, +1, +1/2)

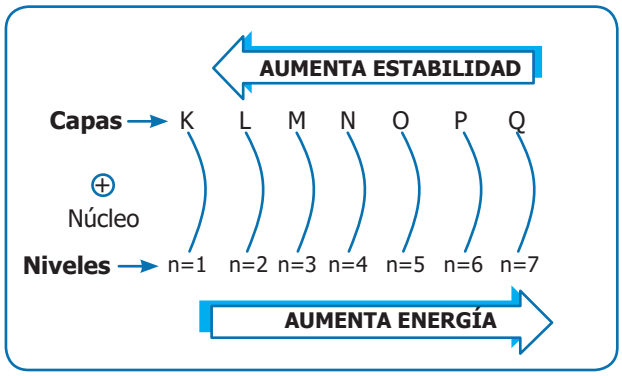
NÚMEROS CUÁNTICOS

DESARROLLO DEL TEMA

I. NÚMERO CUÁNTICO PRINCIPAL (N)

Determina el nivel principal de energía para un electrón y el tamaño del orbital.
Define el tamaño del orbital, porque a mayor "n" mayor tamaño".





Se cumple: $\#max_{\substack{e^- \\ nivel}} = 2n^2$

Si: n = 3 $\Rightarrow$ $\#max_{e^-} = 2(3)^2 = 18$

II. NÚMERO CUÁNTICO SECUNDARIO (ℓ)

También se denomina número cuántico azimutal o del momento angular, designa para el electrón el subnivel de energía donde este debe encontrarse dentro de un nivel "n" y define para el orbital la forma geométrica.

$$\ell = 0, 1, 2, 3, ..., (n - 1)$$

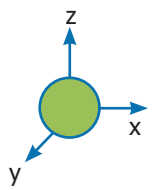
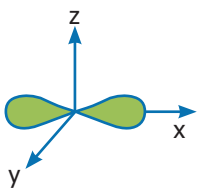
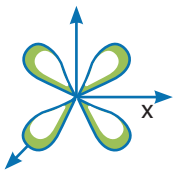
Relación de subniveles para cada valor de L.

ℓ	Subnivel	Nombre
0	s	Sharp
1	p	Principal
2	d	Difuso
3	f	Fundamental

Ejemplos:

- n = 1
  ℓ = 0
  ↓
  s
- n = 2
  ℓ = 0, 1
  ↓ ↓
  s p
- n = 3
  ℓ = 0, 1, 2
  ↓ ↓ ↓
  s p d
- n = 4
  ℓ = 0, 1, 2, 3
  ↓ ↓ ↓ ↓
  s p d f

FORMAS DE LOS ORBITALES

Orbital "s"	Orbital "p"	Orbital "d"	Orbital "f"
			

III. NÚMERO CUÁNTICO MAGNÉTICO (m_ℓ)

Determina para el electrón el orbital donde se encuentra dentro de un cierto subnivel de energía, determina para el orbital, la orientación espacial que adopta cuando es sometido un campo magnético externo.

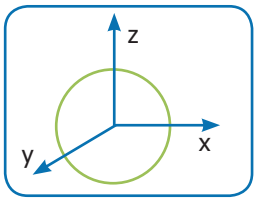
$$m_\ell = -\ell 1, \ldots, -1, 0, +1, \ldots, +\ell$$

Valores para "m_ℓ":

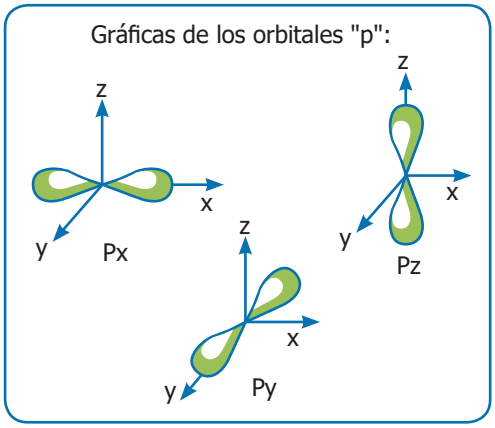
ℓ	Subnivel	Orbitales	Número de orbitales ($2\ell + 1$)	Número de máximo de e^- ($4\ell + 2$)
0	s	$\frac{1\downarrow}{s}$ $m_\ell \Rightarrow 0$	1	2
1	p	$\frac{1\downarrow}{Px}$ $\frac{1\downarrow}{Py}$ $\frac{1\downarrow}{Pz}$ $m_\ell \Rightarrow -1$ 0 +1	3	6
2	d	$\frac{1\downarrow}{dxy}$ $\frac{1\downarrow}{dxz}$ $\frac{1\downarrow}{dz^2}$ $\frac{1\downarrow}{dyz}$ $\frac{1\downarrow}{dx^2-y^2}$ $m_\ell \Rightarrow -2$ −1 0 +1 +2	5	10
3	f	$m_\ell \Rightarrow \frac{1\downarrow}{-3}$ $\frac{1\downarrow}{-2}$ $\frac{1\downarrow}{-1}$ $\frac{1\downarrow}{0}$ $\frac{1\downarrow}{+1}$ $\frac{1\downarrow}{+2}$ $\frac{1\downarrow}{+3}$	7	14

Gráficas de los principales orbitales atómicos

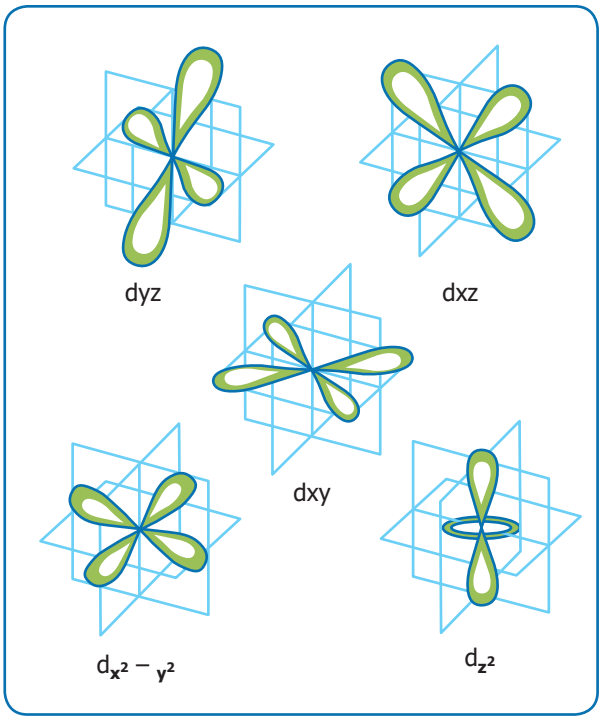
a) Orbital "s"



b) Orbitales p (forma dilobular)

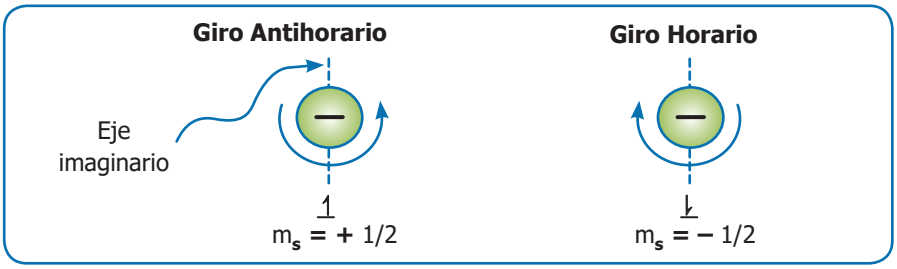


c) Orbitales d (forma tetralobular)



IV. NÚMERO CUÁNTICO DEL ESPÍN MAGNÉTICO (m_s)

Define el sentido de rotación de un electrón alrededor de su eje imaginario.



PROBLEMAS RESUELTOS

Problema 1

Un átomo posee un número másico que es el doble de su número atómico. Determine los 4 probables números cuánticos del último e^- de la C.E., si es que posee 11 neutrones.

SAN MARCOS 1984
NIVEL INTERMEDIO

A) 3; 0; 0; −1/2
B) 4; 0; 0; +1/2
C) 5; 0; 0; +1/2
D) 3; 1; 0; + 1/2
E) 3; 0; 0; +1/2

Resolución:

Datos:

$A = 2Z$ $\quad$ N° n° = 11

Se sabe:

$A = Z + N = n°$

$2Z = Z + 11 \rightarrow Z = 11 = N° p^+$

Como no indican la carga se sobreentiende que es neutro:

$N° p^+ = N° e^- \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

El último e^- se encuentra en $3s^1$:

$3s^1$ → n = 3; ℓ = 0; m = 0; s = +1/2

Respuesta: E) 3; 0; 0; +1/2

Problema 2

Un átomo de carga −2 tiene $6e^-$ en la 4.ta capa. Halla su número atómico.

SAN MARCOS 1989
NIVEL FÁCIL

A) 32 $\quad$ B) 34 $\quad$ C) 36
D) 38 $\quad$ E) 40

Resolución:

Datos: ${}^{A}_{Z}E^{-2}$

N° e^- = 6 en la 4.ta etapa

Sabemos:

N° e− = Z + carga ...(1)
anión

C.E.: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$

6e− en la 4ta capa

$\rightarrow$ N° e^- anión = 34

$\Rightarrow$ Reemplazamos en (1):

$34 = Z + 2 \rightarrow Z = 32$

$\therefore$ El N° atómico es 32

Respuesta: A) 32

Problema 3

Halla el N° de masa (A) de un átomo que posee 38 neutrones y su configuración es $[Kr]5s^1$.

SAN MARCOS 1990
NIVEL FÁCIL

A) 70 $\quad$ B) 75 $\quad$ C) 80
D) 85 $\quad$ E) 90

Resolución:

Datos: N° n° = 38

C.E.: $[Kr]5s^1$

Sabemos:

$Z(Kr) = 36 \Rightarrow Z_{átomo} = N° p^+ = 36 + 1 = 37$

$\rightarrow A = p^+ + n° \rightarrow A = 38 + 37 = 75$

$\therefore$ El número de masa es 75

Respuesta: B) 75

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

DESARROLLO DEL TEMA

Consiste en distribuir los electrones de un átomo en niveles, subniveles y orbitales.

I. PRINCIPIO DE AUFBAU (CONSTRUIR)

Consiste en distribuir los electrones en función a la energía relativa (E_R) creciente.

$$E_R = n + \ell$$

Ejemplo:

Subnivel	n	ℓ	E_R
4p	4	1	5
5d	5	2	7
4s	4	0	4

Observación:

Cuando los subniveles poseen igual energía relativa se les llama subniveles "degenerados", en este caso se usara el orden de energía absoluta el cual se efectúa con el valor de "n".

Ejemplo:

Subnivel	n	ℓ	E_R
3d	3	2	5
4p	4	1	5

El ordenamiento será:

3d 4p → Mayor energía menor estabilidad

II. REGLA DE MOLLIER (REGLA DEL SERRUCHO)

Nivel	1	2	3	4	5	6	7
Subniveles	s	s p	s p d	s p d f	s p d f	s p d f	s p d f
Capacidad teórica $2n^2$	2	8	18	32	50	72	98
Capacidad real	2	8	18	32	32	18	8

Una manera práctica de hacer la secuencia sin escribir la regla del serrucho es:

$1s^2$
Si

$2s^2$	$2p^6$
Soy	Pamer

$3s^2$	$3p^6$
Soy	Pamer

$4s^2$	$3d^{10}$	$4p^6$
Soy	de	Pamer

$5s^2$	$4d^{10}$	$5p^6$
Soy	de	Pamer

$6s^2$	$4f^{14}$	$5d^{10}$	$6p^6$
Soy	fuerza	de	Pamer

$7s^2$	$5f^{14}$	$6d^{10}$	$7p^6$
Soy	fuerza	de	Pamer

Ejemplo:

Realizar la configuración electrónica del $_{17}Cl$

$17Cl \rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$

III. CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA ABREVIADA

$_2He$: $1s^2 \rightarrow [He]$

$_{10}Ne$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6 \rightarrow [Ne]$

$_{18}Ar$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6 \rightarrow [Ar]$

$_{36}Kr$: $1s^2$ ..... $4p^6 \rightarrow [Kr]$

$_{54}Xe$: $1s^2$ ..... $5p^6 \rightarrow [Xe]$

$_{86}Rn$: $1s^2$ ..... $6p^6 \rightarrow [Rn]$

Ejemplo:

$_{35}Br \rightarrow \underbrace{1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6}_{{}_{18}Ar}\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p$

$\rightarrow [Ar]\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^5$

IV. DISTRIBUCIÓN ELECTRÓNICA DE IONES

A. Anión

Para realizar la configuración electrónica de un anión primero se calcula el número de electrones y luego realizar la distribución electrónica.

Ejemplo:

$_8O^{-2} \Rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ $\quad \#e^- = 8 + 2 = 10$

B. Catión

En este caso primero se realiza la configuración electrónica y después se sacan los electrones del último nivel, luego del penúltimo nivel.

Ejemplo:

$_{26}Fe \Rightarrow [Ar]\ 4s^{②}\ 3d^{⑥}$

- Primero salen $2e^-$ del nivel más alto (4s)
- El electrón que falta sale del subnivel "d"

$\Rightarrow {}_{26}Fe^{+3} \Rightarrow [Ar]\ 4s^0\ 3d^5 = [Ar]\ 3d^5$

V. PRINCIPIO DE MÁXIMA MULTIPLICIDAD O DE HUND

Cuando se llenan los orbitales de un subnivel no se puede llenar el segundo electrón de un orbital si es que antes no se ha llenado cada orbital al menos con un electrón.

Ejemplo:

Realizar el diagrama orbital para el $_8O$

$_8O \rightarrow$ $\underbrace{1s^2}$ $\underbrace{2s^2}$ $\underbrace{2p^4}$

1s	2s	2px	2py	2pz	
⇅	⇅	⇅	⇅		⇨ Incorrecto
⇅	⇅	⇅	1	1	⇨ Correcto

VI. PRINCIPIO DE EXCLUSIÓN DE PAULI

Un átomo no puede tener 2 electrones con sus 4 números cuánticos iguales.

Observación:

Orbital lleno: ⇅

Orbital semilleno: 1

Orbital vacío: 1

VII. CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS ESPECIALES

1. Una configuración electrónica no puede terminar en d^4 o d^9 porque es inestable, para que estas configuraciones sean estables deben pasar a d^5 o d^{10}.

$ns^{②}(n-1)d^{④} \xrightarrow{1e^-} ns^1\ (n-1)\ d^5$

$ns^{②}(n-1)d^{⑨} \xrightarrow{1e^-} ns^1\ (n-1)\ d^{10}$

Ejemplo:

- $_{24}Cr \rightarrow [_{18}Ar]\ 4s^{②}3d^4 \xrightarrow{1e^-} [_{18}Ar]\ 4s^1\ 3d^5$ ¡Estable!

- $_{79}Au \rightarrow [_{54}Xe]\ 6s^{2}4f^{14}5d^{9}$ ($1e^-$)

  $\rightarrow [_{54}Xe]\ 6s^{1}4f^{14}5d^{10}$ ¡Estable!

2. Regla de by pass

Cuando una configuración electrónica termina en subnivel "f" se tiene que pasar un electrón del subnivel "f" al siguiente subnivel d, para lograr mayor estabilidad. Ejemplo:

- $_{92}U \rightarrow [_{86}Rn]\ 7s^{2}\ 5f^{4}6d^{0} \rightarrow [_{86}Rn]\ 7s^{2}5f^{3}6d^{1}$ ¡Estable!

VIII. PROPIEDADES DEL ÁTOMO

A. Paramagnetismo

Presentan electrones desapareados y son atraidos por un campo magnético externo, pero cuando se retira el campo magnético no manifiesta propiedades magnéticas.

B. Diamagnetismo

Presentan electrones apareados y son debilmente repelidos por un campo magnético manifestando propiedades magnéticas aunque se hubiera retirado el campo magnético.

PROBLEMAS RESUELTOS

Problema 1

Un átomo posee un número másico que es el doble de su número atómico. Determine los 4 probables números cuánticos del último e^- de la C.E., si es que posee 11 neutrones.

UNMSM 1984

NIVEL INTERMEDIO

A) 3; 0; 0; –1/2 B) 4; 0; 0; +1/2
C) 5; 0; 0; +1/2 D) 3; 1; 0; + 1/2
E) 3; 0; 0; +1/2

Resolución:

Datos:

A = 2Z N° n° = 11

Se sabe:

A = Z + N = n°

2Z = Z + 11 Z = 11 = N° p+

Como no indican la carga se sobreentiende que es neutro:

N° p^+ = N° e– $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

El último e– se encuentra en $3s^1$:

$3s^1$ → n = 3, ℓ = 0, m = 0, s = +1/2

Respuesta: E) 3; 0; 0; +1/2

Problema 2

Un átomo de carga –2 tiene $6e^-$ en la 4.ta capa. Halla su número atómico.

UNMSM 1989

NIVEL FÁCIL

A) 32 B) 34 C) 36
D) 38 E) 40

Resolución:

Datos: $^{A}_{Z}E^{-2}$

N° e^- = 6

en la 4.ta etapa

Sabemos:

N° e– = Z + carga ...(1)

anión

C.E.: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$

6e- en la 4ta capa

→ N° e– anión = 34

Reemplazamos en (1):

34 = Z + 2 Z = 32

∴ El N° átomico es 32

Respuesta: A) 32

Problema 3

Halla el N° de masa (A) de un átomo que posee 38 neutrones y su configuración es $[Kr]5s^1$.

UNMSM 1990

NIVEL FÁCIL

A) 70
B) 75
C) 80
D) 85
E) 90

Resolución:

Datos: N° n° = 38

C.E.: $[Kr]5s^1$

Sabemos:

$Z(Kr) = 36Z_{átomo}$ = N° p^+=36+1=37

→ A = p^+ + n°

→ A = 38 + 37 = 75

∴ El número de masa es 75

Respuesta: B) 75

TABLA PERIÓDICA MODERNA

DESARROLLO DEL TEMA

I. CLASIFICACIÓN PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS

A. Triadas de Dobereiner (1817)

El químico alemán Johan Dobereiner agrupó los elementos en series de 3, donde los elementos que pertenecen a una triada poseen propiedades químicas similares y se cumple que el peso atómico del elemento central de una triada es aproximadamente igual a la semisuma de los pesos atómicos de los elementos extremos.

Li	Na	K
7	23	39

$$PA(Na) = \frac{7 + 39}{2} = 23$$

Ca	Sr	Ba
40	87,6	137

$$PA(Sr) = \frac{40 + 137}{2} = 88,5$$

B. Octavas de Newlands (1864)

Ordenó los elementos en grupos de siete en función a sus pesos atómicos crecientes. A este ordenamiento se le conoció como octavas porque el octavo elemento presentaba propiedades químicas similares al primer elemento del grupo anterior.

Ejemplo:

	PA
Li	7
Be	9
B	11
C	12
N	14
O	16
F	19

	PA
Na	23
Mg	24
Al	27
Si	28
P	31
S	32
Cl	35,5

C. Tabla periódica corta de Dimitri Mendeleiev (1869)

Ordenó los elementos químicos en función a su peso atómico en series y grupos, donde los elementos de un mismo grupo poseen la misma valencia y propiedades semejantes.

Su insistencia en que los elementos con características similares se colocaran en las mismas familias le obligo a dejar espacios en blanco en su tabla. Por ejemplo predijo la existencia del galio y el germanio llamándolos eka – aluminio y eka – silicio.

Ejemplo:

	EKALUMINIO (GALIO)		EKASILICIO (GERMANIO)	
	PRONOSTICADA	**DESCUBIERTA**	**PRONOSTICADA**	**DESCUBIERTA**
PROPIEDAD	1871	1875	1871	1886
PESO ATÓMICO (uma)	68	69,9	72	72,33
DENSIDAD (g/mL)	5,9	5,93	5,5	5,47
VALENCIA	3	3	4	4
FÓRMULA DEL ÓXIDO	R_2O_3	Ga_2O_3	RO_2	GeO_2
FÓRMULA DEL HIDRURO	RH_3	GaH_3	RH_4	GeH_4

TABLA PERIÓDICA CORTA DE MENDELEIEV

SERIES	GRUPO I R_2O	GRUPO II RO	GRUPO III R_2O_3	GRUPO IV RH_4 RO_2	GRUPO V RH_3 R_2O_5	GRUPO VI RH_2 RO_3	GRUPO VII RH R_2O_7	GRUPO VIII RO_4
1	H=1							
2	Li=7	Be=9,4	B=11	C=12	N=14	O=16	F=19	
3	Na=23	Mg=24	Al=27,3	Si=28	P=31	S=32	Cl=35,5	
4	K=39	Ca=40	–=44	Ti=48	V=51	Cr=52	Mn=55	Fe=56 Co=59 Ni=59 Cu=63
5	(Cu=63)	Zn=65	–=68	–=72	As=75	Se=78	Br=80	
6	Rb=85	Sr=87	?Yt=88	Zr=90	Nb=94	Mo=96	–=100	Ru=104 Rh=104 Pd=106 Ag=108
7	(Ag=108)	Cd=112	In=113	Sn=118	Sb=122	Te=125	I=127	
8	Cs=133	Ba=137	?Di=138	?Ce=140	–	–	–	– – – –
9	(–)	–	–	–	–	–	–	
10	–	–	?Er=178	?La=180	Ta=182	W=184	–	Os=195 Ir=197 Pt=198 Au=199
11	(Au=199)	Hg=200	Tl=204	Pb=207	Bi=208	–	–	
12	–	–	–	Th=231	–	U=240	–	– – – –

II. TABLA PERIÓDICA MODERNA (TPM)

Diseñado en 1915 por el químico Alemán Alfred Werner, tomando en cuenta la ley periódica moderna de Moseley y la distribución electrónica de los elementos.

En la tabla periódica moderna, los elementos están ordenados en función al número atómico creciente en donde se pueden apreciar filas horizontales llamadas periodos y columnas verticales denominadas grupos.

A. Periodo

- Son las filas horizontales que están enumeradas del 1 al 7.
- El orden de cada periodo indica el número de niveles de energía de la configuración electrónica o el último nivel (capa de valencia).

Orden del periodo = Capa de valencia

B. Grupo

- Son las columnas verticales que contienen a elementos de propiedades químicas similares.
- Son 16 grupos de los cuales 8 tienen la denominación "A" llamados elementos representativos, y 8 tienen la denominación "B" llamados metales de transición.

Cabe hacer notar que la designación de grupo A y B no es universal. En Europa se utiliza B para los elementos representativos y A para los metales de transición que es justamente lo opuesto al convenio de los Estados Unidos de América. La IUPAC recomienda enumerar las columnas de manera secuencial con números arábigos, desde 1 hasta 18.

GRUPOS A (Elementos representativos)

GRUPO	ELECTRONES DE VALENCIA	DENOMINACIÓN
1A	ns^1	Metales Alcalino (excepto el H)
2A	ns^2	Metales Alcalinos Térreos
3A	ns^2np^1	Boroides o Térreos
4A	ns^2np^2	Carbonoides
5A	ns^2np^3	Nitrogenoides
6A	ns^2np^4	Calcógenos o Anfígenos
7A	ns^2np^5	Halógenos
8A	ns^2np^6 He = $1s^2$ (excepción)	Gases Nobles

GRUPOS B (Metales de transición)

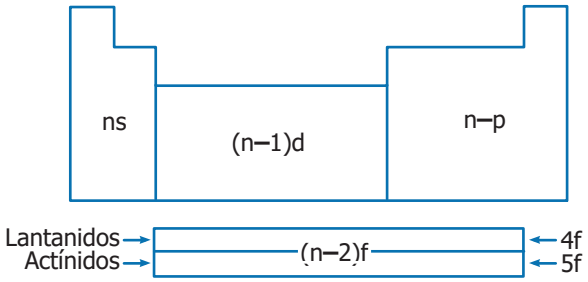
Grupo	La configuración electrónica termina en los subniveles	Denominación
1B	$ns^1(n-1)\ d^{10}$	Familia de cobre (metales de acuñación)
2B	$ns^2(n-1)\ d^{10}$	Familia del zinc (elementos puente)
3B	$ns^2(n-1)\ d^1$	Familia del escandio
4B	$ns^2(n-1)\ d^2$	Familia del titanio
5B	$ns^2(n-1)\ d^3$	Familia del vanadio
6B	$ns^1(n-1)\ d^5$	Familia del cromo
7B	$ns^2(n-1)\ d^5$	Familia del manganeso
8A	$ns^2(n-1)\ d^6$ $ns^2(n-1)\ d^7$ $ns^2(n-1)\ d^8$	Elementos Ferromagnéticos: (Fe, Co, Ni)

Nota:
En la tabla periódica moderna los elementos se ordenan en función al número atómico creciente.

Los elementos de transición interna (Lantánidos y Actínidos) tienen incompleto el subnivel "f" y pertenecen al grupo 3B, se caracterizan por ser muy escasos.

C. Clasificación de los elementos por bloques

Los elementos químicos se clasifican en 4 bloques (s, p, d, f) y esto depende del subnivel en el que termina su configuración electrónica.



D. Ubicación de un elemento en la tabla periódica

GRUPO A

LA CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA TERMINA EN:	ORDEN DEL GRUPO A	PERIODO
ns^{α}	α	n
$ns^{\alpha}np^{\beta}$	$\alpha + \beta$	n
$ns^{\alpha}(n-1)d\ np^{\beta}$	$\alpha + \beta$	n
$ns^{\alpha}\ (n-2)\ f\ (n-1)d\ np^{\beta}$	$\alpha + \beta$	n

Ejemplo:
Indicar el Grupo y Periodo de:

- $_{17}Cl$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ → 2 + 5 = 7 (α, β); n = 3 → GRUPO 7A, PERIODO = 3
- $_{34}Se$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$ → 2+4=6 (α, β); n = 4 → GRUPO 6A, PERIODO=4

Nota:
El orden del grupo A, indica el número de electrones de valencia.

GRUPO A

LA CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA TERMINA EN:	ORDEN DEL GRUPO B	PERIODO
$ns^{\alpha}(n-1)\ d^{\beta}$	$\alpha + \beta$	n
$ns^{\alpha}\ (n-2)\ f\ (n-1)\ d^{\beta}$	$\alpha + \beta$	n

Tener en cuenta el siguiente cuadro:

GRUPO	8B			1B	2B
$\alpha + \beta$	8	9	10	11	12

Ejemplo
Indicar el grupo y periodo de:

- $_{26}Fe$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$ → 2+6=8 (α, β); n = 4 → GRUPO 8B, PERIODO=4

- $_{30}Zn$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$ → 2+10=12 (α, β) → GRUPO 2B; PERIODO=4 → n = 4

Nota:
Para conocer el número de grupo de un elemento cuya configuración electrónica termina en subnivel p simplemente suma dos unidades al número de electrones de dicho subnivel "p".

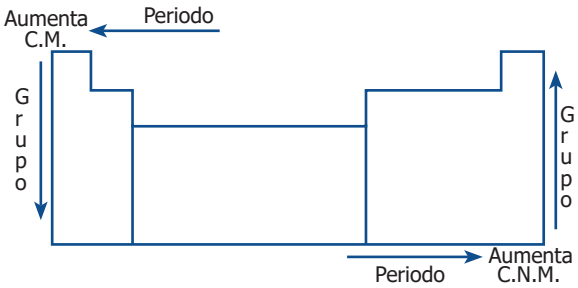
E. Carácter metálico y carácter no metálico

1. Carácter Metálico (C. M.)

Llamado también electropositividad, es la capacidad de un átomo para perder electrones (oxidación).

2. Carácter No Metálico (C. N. M)

Es la capacidad de un átomo para ganar electrones (reducción).
La variación del C. M. y C.N.M. en la tabla periódica es como se muestra a continuación.



F. Metales, no metales y metaloides

1. Metales

- Buenos conductores del calor y electricidad.
- Son dúctiles y maleables.
- A temperatura ambiental se encuentran en estado sólido, excepto el mercurio que es líquido.
- Presentan brillo metálico.
- En las reacciones químicas pierden electrones, es decir se oxidan.
- Casi todos los óxidos metálicos son sólidos iónicos con carácter básico.

Nota:
El metal que mejor conduce la corriente eléctrica es la plata, luego el cobre y después el oro.
Cu > Ag > Au

2. No Metales

- No conducen el calor ni la electricidad.
- No tienen lustre.
- Los sólidos suelen ser quebradizos, algunos duros y otros blandos.
- En reacciones químicas ganan electrones convirtiéndose en aniones.
- La mayor parte de los óxidos no metálicos son sustancias moleculares que forman soluciones ácidas.

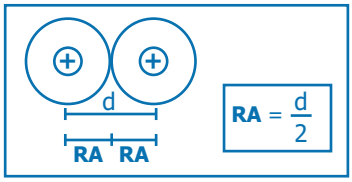
3. Metaloides

Los metaloides tienen propiedades intermedias entre metales y no metales. Podrían tener algunas propiedades características de los metales, pero carecer de otras. Por ejemplo el silicio es metal, pero es quebradizo en lugar de ser maleable y no conduce el calor y ni la electricidad, tan bien como los metales. Varios de los Metaloides son semiconductores eléctricos y constituyen como el silicio los principales elementos empleados en la fabricación de circuitos integrados y chips para computadoras. Los metaloides son 8 elementos: B, Si, Ge, As, Sb, Te, Po, At.

III. PROPIEDADES PERIÓDICAS DE UN ELEMENTO QUÍMICO

A. Radio Atómico (RA)

Se define como la mitad de la distancia entre dos átomos idénticos adyacentes enlazados químicamente.



B. Radio Iónico (RI)

Es el radio de un anión o catión monoatómico.
Se cumple que:

RI(Anión)>RA(Átomo neutro) > RI(Cation)

Ejemplo:
Sean las especies químicas del elemento carbono (C)

I. $_6C^{4+}$ → # e – = 6 – 4 = 2
II. $_6C$ → #e – = 6
III. $_6C^{4-}$ → #e – = 6 + 4 = 10

Entonces, se cumple que:

$$RI_{III} > RA_{II} > RI_{I}$$

Nota:
Para especies isoelectrónicas se cumple que el número atómico es inversamente proporcional al radio iónico.

Ejemplo:

Sean las especies isoelectrónicas

I. $_{12}Mg^{2+} \rightarrow$ # e- = 12 – 2 = 10

II. $_{10}Ne \rightarrow$ #e- = 10

III. $_{8}O^{2-} \rightarrow$ #e- = 8 + 2 = 10

Entonces, se cumple que: RIIII > RIII > RII

C. Energía de Ionización (EI) o Potencial de Ionización (P.I.)

Es la energía mínima necesaria para eliminar un electrón del nivel externo de un átomo en estado gaseoso y así transformarse en un catión.

La magnitud de la energía de ionización es una medida de que tan fuertemente se encuentra unido el electrón al átomo, cuando mayor es la energía de ionización es más difícil arrancar un electrón.

$X_{(g)} + EI_1 \rightarrow X_{(g)} + 1e^-$

$X^-_{(g)} + EI_2 \rightarrow X^{2-}_{(g)} + 1e$

$X^{2+}_{(g)} + EI_3 \rightarrow X^{3+}_{(g)} + 1e$

Donde:

EI_1: Primera Energía de Ionización

EI_2: Segunda Energía de Ionización

EI_3: Tercera Energía de Ionización

Se cumple: $EI_3 > EI_2 > EI_1$

Nota:

- Siempre es más fácil quitar el primer electrón en una ionización.
- Electroafinidad (EA)

D. Afinidad Electrónica (A. E.) Ó Electroafinidad (EA)

Es el cambio de energía que ocurre cuando un átomo en estado gaseoso, acepta un electrón para formar un anión. Generalmente este proceso es exotérmico (libera energía) pero en algunos casos especiales es endotérmico (absorbe energía)

$$X_{(g)} + AE + 1e \rightarrow X_{(g)}$$

E. Electronegatividad (EN)

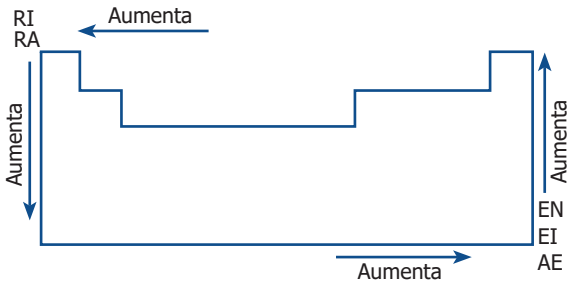
Es la capacidad de un átomo para atraer hacia sí los electrones de un enlace químico.

Según la escala de Linus Pauling; el Fluor es el elemento más electronegativo de la TPM.

Valor Máximo: EN (F) = 4,0

Valor Mínimo: EN (Fr) = 0,7

F. Variación de las propiedades periódicas



Nota:

Recuerda que los no metales poseen mayor EI, AE y EN que los metales.

IV. TENDENCIAS GENERALES DE LAS PROPIEDADES EN LOS GRUPOS

A. Grupo 1A: Metales Alcalinos

Los metales alcalinos son sólidos metálicos blandos, son muy reactivos por lo que no se encuentran libres en la naturaleza. Reaccionan con agua para producir el hidrógeno gaseoso y el hidróxido metálico correspondiente.

B. Grupo 2 A: Metales Alcalinos Térreos

Los metales alcalinos térreos son sólidos pero más duros y densos que los metales alcalinos. Son menos reactivos que los metales alcalinos y su reactividad con el agua es variable, el berilio no reacciona con el agua, el magnesio lo hace lentamente con el vapor de agua, el calcio, estroncio y bario en cambio reaccionan con el agua fría.

C. Grupo 7 A: Halógenos

Los Halógenos presentan gran reactividad por lo que no se encuentran en estado elemental en la naturaleza. El astato es extremadamente raro y radiactivo, muchas de sus propiedades todavía no se conocen.

D. Grupo 8 A: Gases Nobles

Son no metales gaseosos a temperatura ambiente, todos ellos son monoatómicos, presentan gran estabilidad por lo que su reactividad es excepcionalmente baja.

PROBLEMAS RESUELTOS

Problema 1

Halla los 4 números cuánticos del último electrón de un átomo que tiene $8e^-$ en la capa "N".

A) (5, 0, 0, +1/2)
B) (4, 2, +1, −1/2)
C) (4, 2, −1, −1/2)
D) (4, 2, −1, +1/2)
E) (5, 1, +1, −1/2)

NIVEL FÁCIL

Resolución:

$\underbrace{K}_{1}, \underbrace{L}_{2}, \underbrace{M}_{3}, \underbrace{N}_{4}$

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \underbrace{4s}^{2} 3d^{10} \underbrace{4p}^{6} 5s^2 \underbrace{4d}^{2}$

$\longrightarrow \underset{-2}{\underline{1}}\ \underset{-1}{\underline{1}}\ \underset{0}{\underline{\ }}\ \underset{+1}{\underline{\ }}\ \underset{+2}{\underline{\ }}$

n: 4 ml: −1

l: 2 m_s: +1/2

Respuesta: D) (4, 2, −1, +1/2)

Problema 2

¿A qué grupo de la tabla periódica pertenece un elemento cuyo Z = 23?

A) 5A B) 3B
C) 4B D) 8B
E) 5B

NIVEL INTERMEDIO

Resolución:

$Z = 23 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$

El elemento se encuentra en el Grupo VB.

Respuesta: E) VB

Problema 3

Un elemento se encuentra en el 4to periodo y grupo 6A de la tabla periódica. Calcula su número de masa tiene 36 neutrones.

A) 36
B) 38
C) 48
D) 70
E) 72

NIVEL DIFÍCIL

Resolución:

Periodo: 4
Grupo: VIA

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$

$\Rightarrow \left.\begin{array}{l} Z = 34 \\ n° = 36 \end{array}\right\} +$

$A = 70$

Respuesta: D) 70

ENLACE QUÍMICO

DESARROLLO DEL TEMA

I. ENLACE QUÍMICO INTERATÓMICO

Es aquella fuerza de atracción entre dos o más átomos que resulta como consecuencia de la transferencia o compartición mutua de uno o más pares de e–, entre los átomos participantes.

Este tipo de enlace define las propiedades químicas de la sustancia, como: la clase de sustancia, valencia(s) del elemento, forma geométrica de la estructura, además estabiliza la estructura de la nueva sustancia liberando energía en su formación; osea los átomos libres poseen mayor energía que los átomos unidos por enlaces.

- **Octeto de Lewis:** "Todo átomo, al formar un enlace químico, adquiere, pierde o comparte tantos electrones hasta alcanzar la configuración electrónica de un gas noble: , es decir cada átomo debe poseer 8 , en su última capa".
- **Kernel:** Es todo lo que queda de un átomo al no tomar en cuenta su última capa.
- **Simbolo de Lewis:** Es la notación de los electrones de valencia alrededor del símbolo de un elemento representativo (grupo A). Lewis planteó la representación de estos electrones mediante puntos o aspas.

Capa de Valencia	ns^1	ns^1	ns^2np^1	ns^2np^2	ns^2np^3	ns^2np^4	ns^2np^5	ns^2np^6
Grupo	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
Elementos	Li Na	Be Mg	B Al	C Si	N P	O S	F Cl	Ne Ar

Nota:
La valencia no tiene signo, simplemente es un número que indica cuántos electrones debe compartir ganar o perder el elemento antes de que se sature.

A. Valencia

Es la capacidad de saturación o combinación con la que un elemento se enfrenta a otro para cumplir con el octeto de Lewis.

B. Carga iónica

Es el estado que adopta un átomo cuando ha perdido o ganado electrones (catión o anión).

Ejemplo:

- $_{12}Mg$: Núcleo, $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2 \Rightarrow$ (Kernel)

- Mg
  Valencia=2 $\Rightarrow Mg^{2+} \Rightarrow$ catión
  carga=0 Valencia=0
  carga=2+

- $\cdot\ddot{O}: \Rightarrow (:\ddot{O}:)^2 \Rightarrow$ anión

- $_{18}Ar$: Núcleo, $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p_x^2\ p_y^2\ p_z^2 \Rightarrow$ (Kernel)

- :Ar: { Valencia = 0; Carga = 0

Nota:
Hay algunos elementos que no cumplen con el octeto de Lewis: $_1H$; $_2He$; $_4Be$; $_5Be$; etc.
Para los elementos representativos (Grupo "A"), el orden del grupo coincide con el # de e^- de la última capa.

Ejemplo:
VIA: $\cdot\ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}}:$; $\times\overset{\times\times}{\underset{\times}{S}}\times$; etc
VIIA: $\cdot\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:$; $\times\overset{\times\times}{\underset{\times\times}{F}}\times$; etc
IA: $\dot{K}$; $\dot{Na}$; etc

II. CLASES DE ENLACE INTERATÓMICO

Son 3: Iónico, Metálico y Covalente.

A. Enlace iónico o electrovalente

Es la atracción electrostática entre 2 iones debido a la transferencia de del metal al no metal posiblemente, siempre que la 1,7.

Ejemplo 1

- IA: $\dot{Na} \rightarrow$ val = 1 EN(Cℓ) = 3,0
- VIIA: $\times\overset{\times\times}{\underset{\times\times}{Cl}}\times \rightarrow$ val = 1; EN(Na) = 0,9
  Δ EN = 2,1

El enlace es iónico

Nota:
Para hallar la fórmula se coloca del menos al más electronegativo.

$\Rightarrow Na^+ \wwm (\times\overset{\times\times}{\underset{\times\times}{Cl}}\times)^-$
catión anión
Enlace iónico

Unidad fórmula = NaCℓ
Atomicidad = 1 + 1 = 2

Ejemplo 2

- IA: K → val = 1; EN (N) = 3,04
- VA: $\times\overset{\times\times}{\underset{\times}{N}}\times \rightarrow$ val = 3; EN (K) = 0,82
  Δ = 2,22

∴ El enlace es iónico

$K^+ \wwm \overset{\times\times}{\underset{\times\bullet}{N}}{}^{3-} \wwm {}^+K$ o también: $3K+ (\overset{\times\times}{\underset{\times\bullet}{N}})^{3-}$
K^+

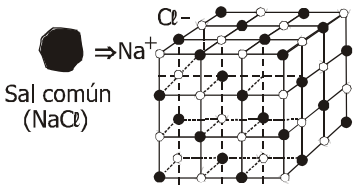
Unidad fórmula = K_3N
Atomicidad = 3 + 1 = 4

Nota:
La valencia de un elemento indica el número de átomos del otro.

Características de un compuesto iónico

- Generalmente existen en estado sólido.
- Su mínima porción es la celda cristalina unitaria, no presentan moléculas.

Ejemplo:



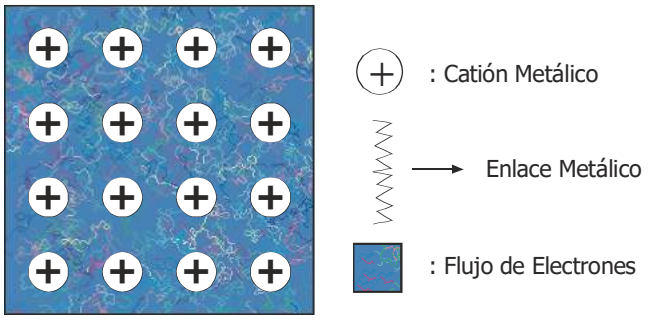
Celda cristalina Unitaria del NaCℓ es el cubo más simple con iones Na^+ y Cl^- en forma alternada.

- En la naturaleza son sólidos.
- Poseen alto punto de fusión y ebullición.
- Son duros y frágiles.
- El CaO presenta mayor Tebullición que el .
- En estado sólido son malos conductores del calor y la electricidad, pero cuando están fundidos o disueltos en agua sí son buenos conductores.

B. Enlace metálico

Es la fuerza de atracción entre la nube electrónica circundante y los cationes metálicos sumergidos en el océano de electrones.

Ejemplo:



Características de una sustancia metálica

- Son relativamente blandos, pero tenaces.
- Temperatura de fusión y ebullición variables.
- Excelentes conductores del calor y electricidad.
- La mayoría son dúctiles y maleables.
- Todo metal es muy electropositivo (puede perder fácilmente electrones).
- Todos son sólidos (excepto el Hg).
- Su mínima porción es la celda cristalina unitaria y no la molécula.

C. Enlace covalente

Por lo general es la atracción electromagnética entre 2 átomos, en lo posible no metálicos, debido a la compartición mutua de uno o más pares de electrones entre los átomos participantes. Este enlace ocurre siempre que la $\Delta EN < 1,7$.
Existen 2 clases: normal y coordinado.

1. Enlace covalente normal

Resulta cuando del total de e^- compartidos, cada átomo aporta la mitad, a su vez puede ser de 2 clases:

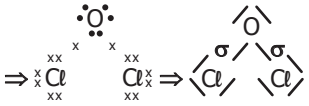
a. Enlace covalente polar

Se da entre no metales de diferente naturaleza siempre que la $\Delta EN \neq 0$, el o los pares de e^- se comparten por desigual, es atraido mejor por el no metal mas electronegativo.

Ejemplo:
Pero:

- VIIA: $:\ddot{Cl}\cdot \rightarrow$ val = 1; EN (O) = 3,44
- VIA: $\cdot\ddot{O}: \rightarrow$ val = 2; EN (Cl) = 3,16

$$\Delta \text{ EN} = 0,28 \neq 0$$



Conclusiones

- Presenta 2 enlaces covalentes: normales polares y simples (2).
- Presenta 8 orbitales solitarios o 8 pares de electrones libres.
- Unidad fórmula =
- Atomicidad = 3.
- Tiene 20 e– de valencia.

b. Enlace covalente apolar

Se da entre no metales tal que la EN = 0 y ello ocurre generalmente entre no metales de la misma naturaleza, los pares de e– se comparten equitativamente.

Ejemplo:

- VIIA: $:\ddot{F}\cdot\cdot\ddot{F}: \Rightarrow |\underline{F} - \underline{F}| \Rightarrow F_2$
  hay un enlace simple
- VIA: $:\ddot{O}:\ :\ddot{O}: \Rightarrow \langle O = O \rangle \Rightarrow O_2$
  hay un enlace doble
- VA: $:N\vdots\vdots N: \Rightarrow |N \equiv N| \Rightarrow N_2$
  hay un enlace triple

Nota:
El H no cumple con el octeto de Lewis, pero sí con el dueto, al igual que el He.
Se llaman enlaces múltiples al enlace doble (D) y enlace triple (T).
Fuerza de enlace: T > D > S.
Longitud de enlace: S > D > T.

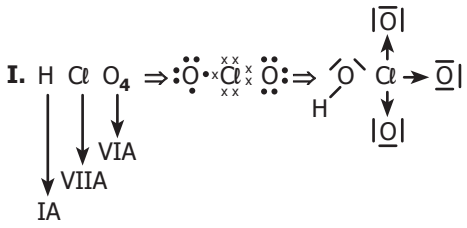
2. Enlace covalente coordinado o dativo

Es aquel enlace donde sólo uno de los átomos (dador) aporta un par de a compartirse y el otro simplemente los acepta (aceptor) para que ello ocurra se deben seguir las siguientes indicaciones:

- Recordar el orden del grupo de cada elemento.
- La disposición de los átomos y de la estructura debe ser lo más simétrico posible.
- El "H" jamás va en el medio de 2 elementos, siempre va en una esquina y por lo general pegado al oxígeno.
- Átomos de la misma naturaleza en lo posible no deben estar juntos.
- En lo posible los e– libres de un átomo intermedio colocables a un solo lado, no entre enlaces.

Ejemplos:
Halla la estructura de Lewis de las siguientes sustancias químicas:

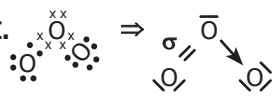
I. $H\ Cl\ O_4$



Conclusiones:

- Hay 5 orbitales covalentes (2 normales polares/ 3 coordinados o dativos)
- Hay 11 orbitales libres.
- Hay 32 de valencia.
- Todos los enlaces son simples (5).

II.



Conclusiones:

- Hay 2 enlaces (1 normal apolar doble / 1 coordinado)
- Hay 6 orbitales solitarios o 6 pares de electrones antienlazantes.
- Hay 18 e^- de valencia
- Hay 2 enlaces sigma (σ) y un enlace pi (π)

Características de una sustancia covalente

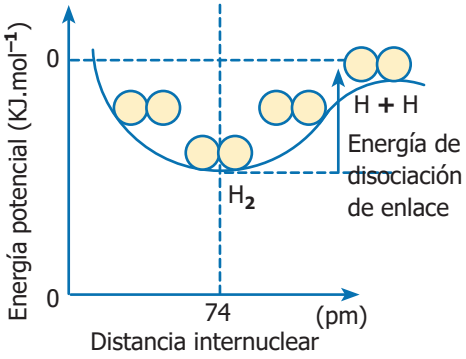
- La mayoría de ellos presentan como mínima porción a la molécula.
- En su estructura por lo general hay puros no metales.
- Las sustancias moleculares presentan bajo punto de fusión y ebullición.
- Son malos conductores del calor y la electricidad.
- Pueden encontrarse en estado sólido, líquido y gaseoso, a condiciones ambientales.
- Por lo general la mayoría de sólidos son blandos y frágiles.

3. Parámetros del enlace covalente

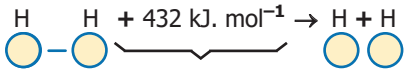
a. Energía de enlace (E)

Es la energía que se requiere para romper una unión o enlace covalente, o como la que se libera cuando se forma un enlace covalente, generalmente expresada en función de una mol de enlaces.

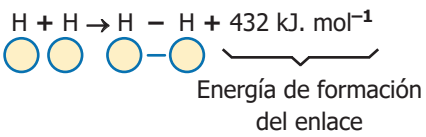
Curva de energía potencial para el hidrógeno



En la disociación o ruptura del enlace hay absorción de energía.



En la formación del enlace hay liberación de energía.



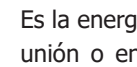
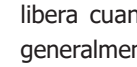
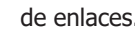
b. Longitud de Enlace (L)

Es la distancia promedio de separación entre los núcleos de dos átomos enlazados en una molécula.

Variación

- La longitud de enlace varía en relación directa con el número atómico.
- A mayor unión química, menor longitud de enlace.
- A menor longitud de enlace, mayor es la energía de disociación.

Ejemplo:

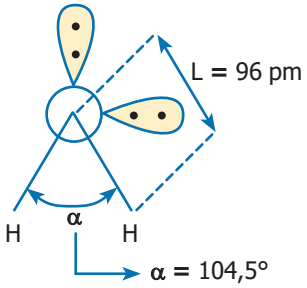
Enlace	L(pm)	E(kJ.mol^{-1})
	154	348
	134	614
	120	839

c. Ángulo de enlace

Es el ángulo formado por las líneas imaginarias que unen los núcleos de un átomo central enlazados a otros dos átomos.

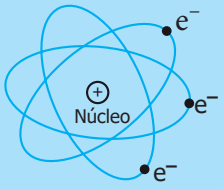
Ejemplo:

En el agua (H_2O).



Nota:

Los electrones libres del átomo central (oxígeno) se van a un solo punto y oprimen a los electrones de enlace haciendo a la molécula asimétrica, el polo negativo se manifiesta en el lugar donde hay más concentración (> densidad electrónica).



PROBLEMAS RESUELTOS

Problema 1

¿Qué compuestos tiene enlace iónico?

A) $C_6H_{12}O_6$ B) CH_3OH
C) H_2O D) KI
E) $C_{12}H_{12}O_{11}$

NIVEL FÁCIL

Resolución:

K I → halógeno (no metal)
↓
metal alcalino

Forman enlace iónico

Respuesta: KI

Problema 2

Indicar la notación Lewis para un átomo con (z = 7)

A) $\ddot{x}$ B) $\dot{x}\cdot$ C) $\cdot\ddot{x}\cdot$
D) $\dot{x}$ E) $:\ddot{x}:$

NIVEL INTERMEDIO

Resolución:

z = 7 : $1s^2\ 2s^2\ 2p^{(3)}$ +2

grupo:VA

notación: $\cdot\ddot{x}\cdot$

Respuesta: $\cdot\ddot{x}\cdot$

Problema 3

¿Qué enlace forma x(z = 12), y(z = 35)?

A) iónico B) covalente C) apolar
D) dativo E) metálico

NIVEL INTERMEDIO

Resolución:

$_{12}X$: $1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^2$
grupo: IIA (metal alcalino)

$_{35}Y[Ar]4s^2\ 3d^{10}\ 4p^5$

grupo: VIIA (halógeno no metal)

Forman un enlace iónico

Respuesta: Iónico

UNIDADES QUÍMICA DE MASA

DESARROLLO DEL TEMA

I. MOL

$$1\ \text{mol} <> 1N_A \text{ de partículas discretas}$$

Donde:

- N_A = Constante de avogadro
- $N_A = 6{,}02 \cdot 10^{23}$
- Partículas discretas pueden ser: átomos, moléculas, iones,... etc.

Ejemplo:

A) 1 mol Ca $\xrightarrow{\text{Contiene}}$ N_A de átomos de Ca

$<> 6{,}022.10^{23}$ átomos de Ca

$<> 6{,}02 \cdot 10^{23}$ Ca

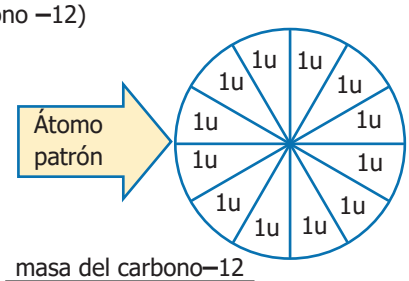
B) 1,8 mol H_2O $\xrightarrow{\text{Contiene}}$ 1,8 Na de moléculas de H_2O

$<>$ 1,8 ($6{,}02.10^{23}$ moléculas de H_2O)

$<>$ 1,8 ($6{,}02 .10^{23}$ H_2O)

II. UNIDAD DE MASA ATÓMICA (u)

Equivale a la doceava parte del átomo patrón (isótopo carbono –12)



$$1u = \frac{\text{masa del carbono–12}}{x}$$

$$1u = \frac{1}{12} M_{C-12}$$

$1u = 1{,}66 \cdot 10^{-24}$ g

Observación:

$$1u = \frac{1g}{N_A}$$

Esta unidad es apropiada para medir la masa de partículas discretas.

III. MASA ISOTÓPICA O MASA RELATIVA DE UN ÁTOMO

$$m.A.\left({}^{A_i}J\right) = \frac{\text{masa absoluta gramos de } {}^{A_i}J}{1{,}66.10^{-24}\ g.u^{-1}}$$

Aplicación

Determine la masa atómica del isótopo cloro – 37 si su masa absoluta es $6{,}138 \cdot 10^{-23}$ gramos.

Resolución

$$m.A.\left({}^{37}C\ell\right) = \frac{\text{masa absoluta } {}^{37}C\ell}{1{,}66.10^{-24}}$$

$$= \frac{6{,}138.10^{-23} g}{1{,}66.10^{-24} g.u^{-1}}$$

$$= 36{,}98\ u$$

IV. MASA ATÓMICA PROMEDIO O MASA APARENTE DE UN ELEMENTO

Isótopos	${}^{A_1}_{Z}J$	${}^{A_1}_{Z}J$	...	${}^{A_1}_{Z}J$
N° de masa	A_1	A_2	...	A_n
Masa isotópica	mA_1	mA_2	...	mA_n
Abundancia relativa	a_1	a_2	...	a_n

A. $\overline{mA}$ (J) Aproximada ..... (u)

$$\overline{mA}(J)_{Aprox} = \frac{a_1.A_1 + a_2.A_2 + ... + a_n.A_n}{a_1 + a_2 + ... + a_n}$$

B. $\overline{mA}$ (J)Exacta ..... (u)

$$\overline{mA}(J)_{Ex} = \frac{a_1.mA_1 + a_2.mA_2 + ... + a_n.mA_n}{a_1 + a_2 + ... + a_n}$$

Aplicación:
Para el cloro:

$^{35}_{17}Cl$	$^{35}_{17}Cl$
(liviano)	(pesado)
$mA_1 = 35,11$ i	$mA_2 = 36,98$ u
$a_1 = 75\%$	$a_2 = 25\%$

Determine la masa aparente en unidades de masa atómica (u) de este elemento de forma aproximada y exacta.

Resolución:

$$\overline{mA}(C\ell)_{Aprox} = \frac{a_1A_1 + a_2.A_2}{a_1 + a_2}$$

$$= \frac{75\%(35) + 25\%(37)}{75\% + 25\%}$$

$$= 35,5\,u$$

$$\overline{mA}(C\ell)_{Ex} = \frac{a_1.mA_1 + a_2.mA_2}{a_1 + a_2}$$

$$= \frac{75\%(35,11) + 25\%(36,98)}{75\% + 25\%}$$

$$= 35,58\,u$$

V. MASA MOLECULAR ($\overline{M}$)T

Es la masa de una molécula expresada en unidades de masa atómica (u).

Ejemplo:

1. $\overline{M}o_3 = 3\overline{MA}(O) = 3(16u) = 48$ u
2. $\overline{M}_{H_2O} = 2\overline{MA}(H) + 1\overline{mA}(O)$
   $= 2(1\ u) + 1(16\ u)$
   $= 18$ u
3. $\overline{M}_{H_2SO_4} = 2\overline{MA}(H) + 1\overline{mA}(S) + 4\overline{mA}(0)$
   $= 2(1u) + 1(32) + 4(16u)$
   $= 98$ u

VI. MASA FÓRMULA ($\overline{mF}$)

Es la masa en u de una sola unidad fórmula (especie iónica).

Ejemplo:

1. $\overline{mF}_{NaC\ell} = 1\overline{mA}(Na^+) + 1\overline{mA}(C\ell^-)$
   $= 23u + 35,5\,u$
   $= 58,5\,u$

2. $\overline{mF}_{CaCO_3} = 1\overline{mA}(Ca) + 1\overline{mA}(C)$
   $= + 3\overline{mA}(O)$
   $= 40u + 12u + 3(16u)$
   $= 100\,u$

VII. MASA MOLAR ($\overline{M}$)

Es la masa de una mol es decir de un N_A de partículas discretas. Ejemplos:

1. $\overline{M}_{O_3} = 48$ g/mol
2. $\overline{M}_{H_2O} = 18$ g/mol
3. $\overline{M}_{H_2SO_4} = 98\ g.mol^{-1}$
4. $\overline{M}_{NaCl} = 58,5\ g.mol^{-1}$

VIII. NÚMERO DE MOLES (n)

$$n_J = \frac{m_J}{\overline{M}_J} = \frac{N^o\ partículas\ J}{N_A} = \frac{V_J}{V_m}$$

CN significa: Condiciones normales es decir: P = 1 atm; T = 0ºC.

Luego a C.N. se cumple.

$$V_{gas} = n_{gas}.V_m^{CN}$$

$V_m^{CN} = 22,4$ L/mol

PROBLEMAS RESUELTOS

Problema 1

El azul de prusia es una sal compleja, si un alumno lo escribe de la siguiente forma $Fe_4[Fe(XY)_6]_3$ y recuerda que el peso molecular era 860. Determinar el peso molecular de XY.

(Dato P.A Fe = 56)

A) 26 B) 28 C) 24
D) 30 E) 32

Resolución:

Para hallar $\overline{M}xy$ requerimos sus pesos atómicos a partir del dato:

$$\overline{M}_{Fe_4[Fe(XY)_6]_3} = 860$$

$$4 \times 56 + (56 + (XY)_6)_3 = 860$$

$$168 + 18XY = 860 - 224$$

$$168 + 18XY = 636$$

$$18XY = 636 - 168$$

$$\overline{M}(XY) = \frac{468}{18} = 26$$

Respuesta: 26

Problema 2

Se tiene 1026 g de azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$). Calcular cuántas moléculas de hidrógeno contiene.

A) $11N_A$
B) $22N_A$
C) $30N_A$
D) $33N_A$
E) $44N_A$

Resolución:

Nos piden # moléculas (H_2) en:

1 mol-g$_{C_{12}H_{22}O_{11}}$ = ($\overline{M}$)g
= 12×12+22(1)+16×11
= 342 g → 22at - g$_H$
= 11 mol – g$_{H_2}$
11N$_A$ moléculas H_2

1026g → x

$\Rightarrow \quad x = \dfrac{1026 \times 11N_A}{342}$

x = 33 N_A moléculas de H_2

Respuesta: 33 NA

Problema 3

¿Cuánto pesa una molécula de $CH_3 - (CH_2)_{16} - COOH$?
(P.A. C = 12; O = 16)

A) $1{,}41 \times 10^{-21}$g
B) $9{,}43 \times 10^{-22}$g
C) $4{,}71 \times 10^{-22}$g
D) $9{,}43 \times 10^{-22}$g
E) $1{,}66 \times 10^{-23}$g

Resolución:

Hallando el peso molecular del compuesto:

$\overline{M}_{CH_3(CH_2)_{16}COOH}$ = 12+3(1)+(12+2)
16+12+16×2+1
$\overline{M}_{CH_3(CH_2)_{16}COOH}$ = 284
1mol-g$_{CH_3(CH_2)_{16}COH}$ = 284 g
$6{,}023 \times 10^{23}$ moléculas
x ← 1 molécula

$\Rightarrow x = \dfrac{284}{6{,}023 \times 10^{23}}$

$x = 4{,}71 \times 10^{-22}$ g

Respuesta: 4,71 x 10–22 g

ESTADO GASEOSO

DESARROLLO DEL TEMA

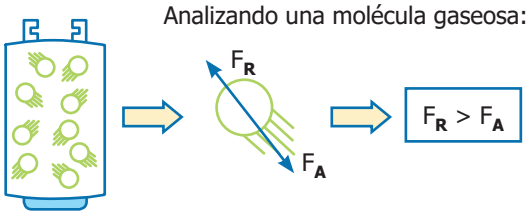
I. DEFINICIÓN

Es uno de los estados de agregación de la materia y se caracteriza porque sus moléculas están en constante movimiento ya que posee alta energía cinética.

Debido a esta característica los gases poseen forma y volumen variable.

En el estado gaseoso sus moléculas están sometidas a dos fuerzas moleculares: la fuerza de repulsión (F_R) que son mayores que las fuerzas de atracción o cohesión (F_A).

Analizando una molécula gaseosa:

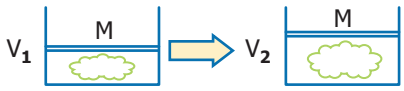


Ejemplo de gases: N_2, O_2, F_2, Cl_2, gases nobles (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn) CO, CO_2, SO_2, $HC\ell$, CH_4.

II. PROPIEDADES DE LOS GASES

A. Expansibilidad

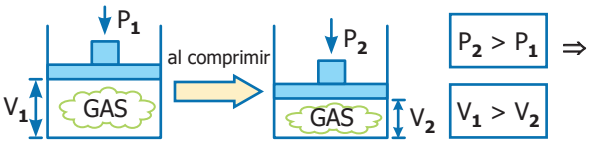
Todo gas trata de ocupar el máximo volumen que le sea permitido. Se expande fácilmente por un aumento de temperatura, es decir el volumen aumenta.



B. Compresibilidad

Todo gas se puede comprimir, es decir, disminuir su volumen al aplicarle una fuerza externa.

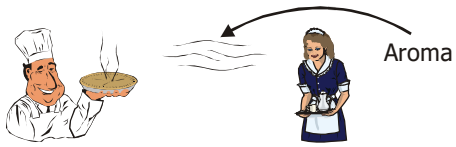
Ejemplo:



C. Difusión

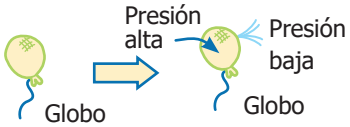
Todo gas puede difundirse, es decir, trasladarse a través de otro gas o de un líquido.

Ejemplo:



D. Efusión

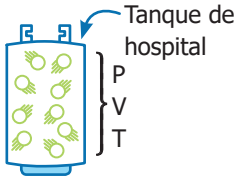
Todo gas puede pasar a través de orificios pequeños o poros, es decir pasan de una presión alta a una presión baja.



III. PARÁMETROS DEL ESTADO GASEOSO

Son aquellas variables que alteran las características físicas de los gases.

Son:
P = presión
T = temperatura
V = volumen

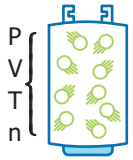


IV. GAS IDEAL

- Es un gas hipotético que cumple con las leyes de Boyle, Charles y Gay-Lussac.
- Las características para gas ideal son:
  - Baja presión.
  - Elevada (alta) temperatura.
  - Elevada energía cinética entre sus moléculas.
  - Las fuerzas intermoleculares de repulsión y atracción son nulas.
  - El volumen de cada una de sus moléculas es igual a cero.

V. ECUACIÓN UNIVERSAL DE LOS GASES IDEALES

Se denomina también ecuación de estado de los gases ideales, porque nos permite establecer una relación de parámetros (variables) de estado.



$\Rightarrow \boxed{P.V. = R.T.n}$

Nemotécnia

P V = R T n

Donde:

P = presión absoluta (atm, mmHg, Torr, KPa)
V = volumen (litros)
T = temperatura absoluta (°K)
n = número de moles del gas
R = constante universal de los gases ideales o constante de Regnault.

Valores de R

$R = 0{,}082 \frac{atm.L}{mol.K} = 62{,}4 \frac{mmHg.L}{mol.K} = 8{,}3 \frac{kPa.L}{mol.K}$

Equivalencias

P { 1atm = 760 mmHg = 760 Torr
1 KPa = 1000 Pa = 10^3 Pa

V { 1 L = 1000 ml = 1000 cm^3 = 1 dm^3
1 m^3 = 1000 L

T { °K = °C + 273
°R = °F + 460

masa { 1 kg = 1000 g
1 libra = 1 lb = 453,6 g

VI. FÓRMULA PARA CALCULAR EL PESO MOLECULAR ($\overline{M}$) DE UN GAS

De: $\boxed{P.V. = R.T.n}$ ... (1)

Además: $\boxed{n = \frac{m}{\overline{M}}}$ ... (2)

(2) en (1): $P.V. = R.T.\left(\frac{m}{\overline{M}}\right) \Rightarrow \boxed{\overline{M} = \frac{RTm}{P.V.}}$

VII. FÓRMULA PARA CALCULAR LA DENSIDAD (D) DE UN GAS

De: $\boxed{P.V. = R.T.n}$ ... (1)

Además: $\boxed{n = \frac{m}{\overline{M}}}$ ... (2)

(2) en (1): $P.V. = R.T.\left(\frac{m}{\overline{M}}\right) \Rightarrow P.\overline{M} = R.T.\underbrace{\left(\frac{m}{V}\right)}_{D}$

$\boxed{D = \frac{P.\overline{M}}{R.T}}$

Nota:

- Un gas ideal es un modelo hipotético cuyas características se basan en la Teoría Cinética Molecular (T.C.M).
- Al aumentar la temperatura y disminuir la presión de un gas, su densidad aumenta.
- Temperatura absoluta son los grados Kelvin y para hallarlo se calcula usando la fórmula:
- Un gas ideal es un modelo hipotético cuyas características se basan en la Teoría Cinética Molecular (T.C.M).
- Al aumentar la temperatura y disminuir la presión de un gas, su densidad aumenta.
- Temperatura absoluta son los grados Kelvin y Ranking

VIII. GAS A CONDICIONES NORMALES (C.N.)

Un gas se encuentra a condiciones normales cuando cumpla lo siguiente:

P = 1 atm = 760 mmHg = 101,3 KPa
T = 0°C = 273°K

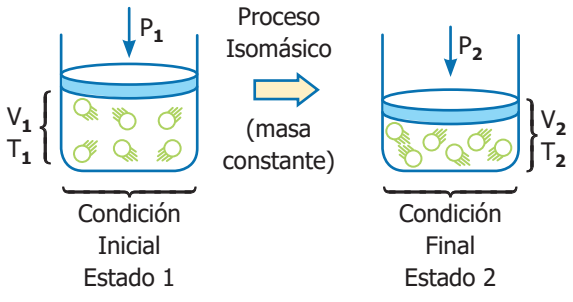
$\boxed{\frac{V}{n} = 22{,}4 \frac{L}{mol}}$

Nota:

Para usar la constante "R" debes tener cuidado en identificar los datos de presión:
Si "P" esta en atmósfera R = 0,082
Si "P" esta en mmHg R = 62,4

IX. ECUACIÓN GENERAL DE LOS GASES IDEALES (LEY DE CLAUSIUS)

- Las condiciones de un gas (P, V, T) en un momento dado pueden cambiar, debido a que no son estáticos.
- La ecuación general relaciona los cambios que sufre una misma masa del gas (proceso isomásico), por tanto se cumplirá



$$\frac{P_1.V_1}{T_1} = \frac{P_2.V_2}{T_2} = ... = \text{constante}$$

Nemotecnia:

$$P \not\alpha V \not\propto T \not\alpha$$

Como: $D = \frac{m}{V}$ $\frac{V_1}{m_1} = \frac{1}{D_1}$ y $\frac{V_2}{m_2} = \frac{1}{D_2}$

Reemplazando en la ecuación general:

$$\frac{P_1}{D_1.T_1} = \frac{P_2}{D_2.T_2} = ... = \text{constante}$$

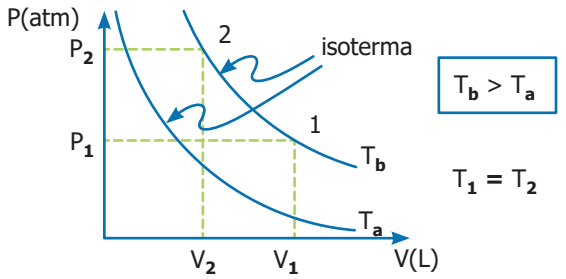
X. PROCESOS GASEOSOS RESTRINGIDOS

Son los cambios que experimenta un gas, manteniendo constante la masa y cualquiera de las variables de estado (P, V ó T).

A. Ley de Boyle-Mariotte (Proceso isotérmico, "T" constante)

"Si la temperatura (T) es constante, el volumen (V) de una misma masa gaseosa es inversamente proporcional a su presión absoluta (P)".

De: $\frac{P_1.V_1}{T_1} = \frac{P_2.V_2}{T_2} \Rightarrow P_1.V_1 = P_2.V_2$ T= Temperatura constante



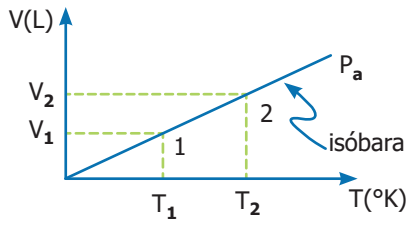
$T_b > T_a$

$T_1 = T_2$

B. Ley de Charles (Proceso isobárico, "P" constante)

"Si la presión (P) es constante, el volumen (V) de una misma masa gaseosa es directamente proporcional a su temperatura absoluta (T)".

De: $\frac{P_1.V_1}{T_1} = \frac{P_2.V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$ P= Presión constante

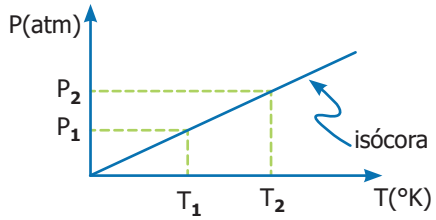


$P_1 = P_2$

C. Ley de Gay-Lussac (Proceso Isocórico Isométrico, "V" constante)

"Si el volumen (V) es constante, la presión absoluta (P) de una misma masa gaseosa es directamente proporcional a su temperatura absoluta (T)".

De: $\frac{P_1.V_1}{T_1} = \frac{P_2.V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$ P= Presión constante



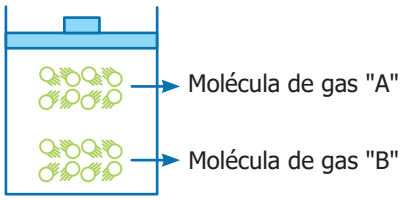
Nota:
Recordar para los procesos gaseosos:

Ley	Proceso	Variable Constante	Fórmula
Boyle – Marriotte	Isotérmico	T	$P_1.V_1. = P_2.V_2$
Charles	Isobárico	P	$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$
Gay – Lussac	Isocórico	V	$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$

- La unidad de la densidad de un gas es g/L.
- Un gas se encuentra a condiciones normales (C.N.) cuando la presión es 1 atm y la temperatura es 0°C ó 273°K.

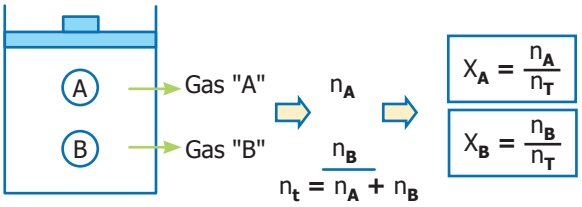
XI. MEZCLA DE GASES

- Una mezcla gaseosa es la unión de moléculas de dos o más gases sin que entre ellos se produzca una reacción química. Es decir, cada uno de los componentes de la mezcla mantiene todas sus propiedades.
- En una mezcla gaseosa la temperatura es constante.



A. Fracción Molar

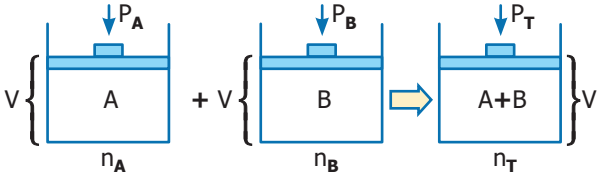
Es la relación que existe entre el número de moles parciales de un componente y el número de moles totales de la mezcla gaseosa.



Además: $x_A + x_B = 1$

B. Ley de las presiones parciales (Dalton)

- "La presión parcial de una mezcla gaseosa es igual a la suma de las presiones parciales de cada gas".
- La presión parcial de cada gas es la misma que tendría al encontrarse solo ocupando el volumen del recipiente a igual temperatura.

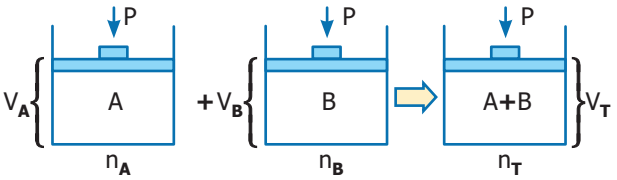


Se cumple: $P_T = P_A + P_B$ Ley de Dalton

y $n_T = n_A + n_B$; $X_A = \frac{P_A}{P_T}$ $X_B = \frac{P_B}{P_T}$

C. Ley de los volúmenes parciales (Amagat)

- "El volumen total de una mezcla gaseosa es igual a la suma de los volúmenes parciales de cada gas".
- El volumen parcial de cada gas es el mismo que tendría al encontrarse solo a la presión total y a igual temperatura.



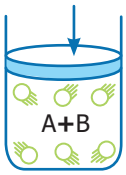
Se cumple: $V_T = V_A + V_B$ Ley de Amagat

y $n_T = n_A + n_B$; $X_A = \frac{V_A}{V_T}$ $X_B = \frac{V_B}{V_T}$

Donde:
P_A = presión parcial del gas A
V_A = volumen parcial del gas A
P_B = presión parcial del gas B.
V_B = volumen parcial del gas B.

XII. PESO MOLECULAR PROMEDIO APARENTE DE UNA MEZCLA GASEOSA

Como:
$m_T = m_A + m_B$ ... (1)



De: $n = \frac{m}{\overline{M}} \rightarrow m = n \cdot \overline{M}$ .... (2)

(2) en (1): $n_T \cdot \overline{M}_T = n_A \cdot \overline{M}_A + n_B \cdot \overline{M}_B$

$$\overline{M}_T = \frac{n_A}{n_T}\overline{M}_A + \frac{n_B}{n_T}\overline{M}_B$$

$$\overline{M}_T = x_A.\overline{M}_A + x_B.\overline{M}_B$$

PROBLEMAS RESUELTOS

Problema 1

Se tiene 40 litros de un gas, si la presión aumenta en un 40 % y la temperatura disminuye en 30%, ¿cuál será el volumen final?

A) 30 L B) 40 L C) 50 L
D) 20 L E) 10 L

NIVEL INTERMEDIO

Resolución:

$P_1 = P \pm 40\%P$ $P_2 = 140\%P = \frac{7}{5}P$

$T_1 = T - 30\%T$ $T_2 = 70\%T = \frac{7}{10}T$

$V_1 = 40\ell$ _____ $V_2 = ?$

Por la ecuación general de los gases.

$$\frac{P_1.V_1}{T_1} = \frac{P_2.V_2}{T_2}$$

Reemplazando:

$$\frac{P \times 40L}{T} = \frac{\frac{7}{5}P \times V_2}{\frac{7}{10}T}$$

$\therefore V_2 = 20L$

Respuesta: $V_2 = 20$ L

Problema 2

En un proceso isócoro la presión de un gas se reduce un medio de su valor inicial. Determine la temperatura final, si la inicial fue de 127 ºC.

NIVEL INTERMEDIO

A) 150 K B) 190 K
C) 200 K D) 209 K
E) 300 K

Resolución:

Proceso isócoro: V = Cte

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \text{ ... } (\alpha)$$

$P_1 = P - P/2$ $\quad P_2 = \frac{P}{2}$

$T_1 = 127°C$

$T_1 = 400\ K$ _____ $T_2 = ?$

Reemplazando:

$$\frac{P}{400} = \frac{\frac{P}{2}}{T_2}$$

$\therefore T_2 = 200K$

Respuesta: $T_2 = 200\ k$

Problema 3

Calcular el número de moles de un gas "L" que ocupa un volumen de 4,1 atm a 27ºC y 1,5 atm de presión.

NIVEL INTERMEDIO

A) 0,1 B) 0,25 C) 0,50
D) 1,0 E) 1,5

Resolución:

$P = 1,5$ atm

$V = 4,1$ l

$T = 27\ ºC + 273 = 300$ K

$R = 0,082\ \frac{atm.L}{K.mol}$

$n = ?$

Según la ecuación universal de los gases.

$PV = nRT$

Reemplazando:

$1,5atm.\ 4,1l = n.0,082\ \frac{atm.L}{K.mol}.300K$

$n = 0,25$ mol.

Respuesta: 0,25

REACCIONES QUÍMICAS

DESARROLLO DEL TEMA

Son procesos en la cual una o más sustancias iniciales, llamadas "**reactantes**" sufren cambios en su estructura molecular dando lugar a la formación de nuevas sustancias, llamados "**productos**".

I. ECUACIÓN QUÍMICA

Es la representación literal de una reacción química.

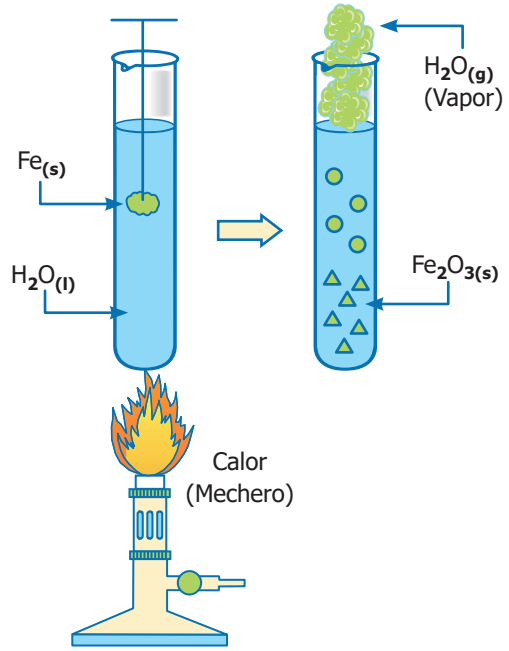
Coeficientes

$$\underbrace{2Fe_{(s)} + 3H_2O_{(l)}}_{\text{Reactantes}} + Q \rightarrow \underbrace{1Fe_2O_{3(s)} + 3H_{2(g)}}_{\text{Productos}}$$

Q = Calor g = Gas

S = Sólido l = Líquido

Ejemplo:



II. FUNDAMENTOS PARA RECONOCER UNA REACCIÓN QUÍMICA

Tenemos los siguientes fundamentos más importantes:

- Desprendimiento de un gas
- Liberación de calor.
- Cambio de olor
- Formación de precipitados
- Cambio de propiedades físicas y químicas de los reactantes.

III. CLASIFICACIÓN DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

A. De acuerdo a la naturaleza de las sustancias

1. Reacciones de Adición o Asociación o Combinación

Reacciones dos o más sustancias para formar una nueva sustancia.

Ejemplos: (Sin balancear)

1) Síntesis de Lavoisier:

$$H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$$

2) Síntesis de Haber – Bosh

$$N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$$

2. Reacción de Descomposición

Son aquellas que a partir de un solo reactante (compuesto) se obtiene varios productos, por lo general se necesita energía (calorífica, eléctrica, luminosa, etc.)

Ejemplos:

1) $CaCO_{3(s)} \xrightarrow[\Delta]{\text{Calor}} CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$

Reacción de Pirolisis

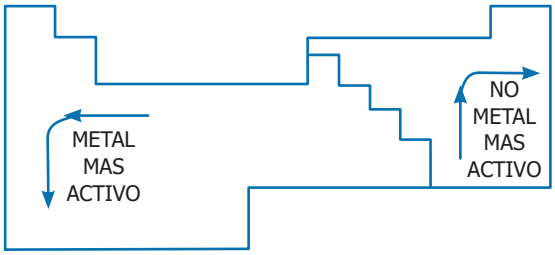
2) $NaCl_{(s)} \xrightarrow[\text{Eléctrica}]{\text{Corriente}} Na_{(s)} + Cl_{2(g)}$

3) $H_2O_{2(l)} \xrightarrow[\text{Eléctrica}]{\text{Corriente}} H_2O_{(l)} + O_{2(g)}$

3. Reacción de Simple Desplazamiento o sustitución Simple

Es la reacción de un elemento con un compuesto, donde el elemento desplaza a otro que se encuentra formando parte del compuesto.

Esto se fundamenta en la mayor actividad química.



* Los metales más activos desplaza: H, excepto: Cu, Ag, Au, Hg, Pt.
Ejemplos:

1) $Zn_{(s)} + H_2SO_{4(l)} \rightarrow ZnSO_{4(ac)} + H_{2(g)}$
Desplaza

2) $Na_{(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow NaOH_{(ac)} + H_{2(g)}$
Desplaza

3) $F_{2(g)} + NaCl_{(ac)} \rightarrow NaF_{(ac)} + Cl_{2(g)}$
Desplaza

4. Reacción de Doble Desplazamiento (Metatesis o No Redox)

Reacción donde existe un intercambio de elementos entre dos compuestos, formándose dos nuevos compuestos.

Ejemplo:

1) Reacciones de Neutralización:

$HCl_{(ac)} + NaOH_{(ac)} \rightarrow NaCl_{(ac)} + H_2O_{(l)}$
(Ácido) (Base) (Sal) (Agua)

2) Reacciones de Precipitación

$Pb(NO_3)_{2(ac)} + K_2CrO_{4(ac)} \rightarrow \underbrace{PbCrO_{4(s)} + KNO_{3(ac)}}$
Precipitado

$AgNO_{3(ac)} + NaCl_{(s)} \rightarrow \underbrace{AgCl_{(s)} + NaNO_{3(ac)}}$
Precipitado

B. Por el intercambio de energía calorífica

Cuando se produce una reacción química, ésta se realiza liberando o absorbiendo calor neto al medio que lo rodea, esto permite clasificar a las reacciones como: Endotérmicas y Exotérmicas.

1. Reacciones Endotérmicas (ΔD>0)

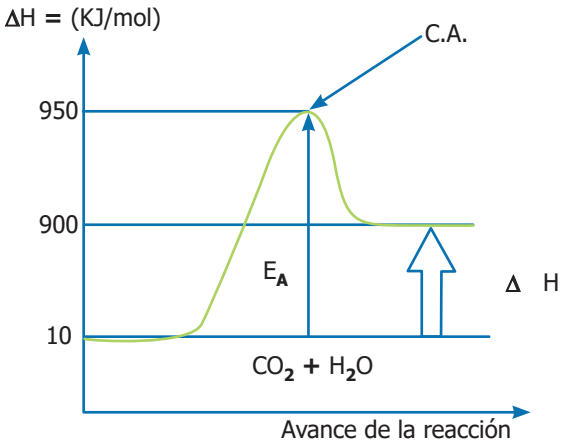
Reacción donde hay una ganancia neta de calor, por lo tanto la entalpía del producto es mayor respecto a la del reactante.

Ejemplo:
$CO_2 + H_2O + 890\ KJ/mol \rightarrow CH_4 + O_2$
$CO_2 + H_2O \rightarrow CH_4 + O_2$
$\Delta H = +\ 890\ KJ/mol$
ΔH = Entalpía

Donde:

$$\Delta H = \Delta H\ (Productos) - \Delta H\ (Reactantes)$$

Entalpía de Reacción (ΔH)
Es el cambio de calor de reacción a una presión y temperatura constante.
$\Delta H°$ = Entalpía estándar de la reacción a condiciones estándar (25º C y 1 Atm).
Analizando: la variación de la entalpía (ΔH) a medida que avanza la reacción.



CONCEPTOS Y VALORES:

* **Energía de Activación (E_A)**
Es la energía (calor) necesaria que debe absorber los reactantes para iniciar la reacción.
Donde el gráfico:
$E_A = (950 - 10) = 940\ KJ/mol$

* **Complejo Activado (C.A.)**
Es un estado de máximo estado calorífico que alcanza los reactantes. A esta condición ocurre la ruptura y formación de enlace.
C.A. = 950 KJ/mol
Donde el gráfico:
$\Delta H = (900 - 10) =$ + 890 KJ/mol
Significa que ganó calor

2. Reacción Exotérmica (ΔH>0)

Reacción en donde hay una pérdida neta de calor, por lo tanto la entalpía del producto es menor

respecto a la del reactante.

Ejemplo:

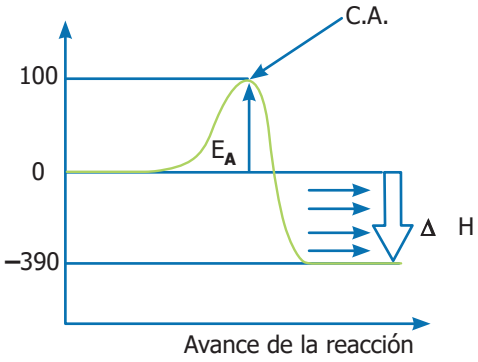
$C + O_2 \rightarrow CO_2 + 390$ KJ/mol

$C + O_2 \rightarrow CO_2$

$\Delta H = -390$ KJ/mol

Graficando:

ΔH = (KJ/mol)



VALORES ENERGÉTICOS:

$E_A = 100 - 0 = 100$ KJ/mol

C.A. = 100 KJ/mol

$\Delta H = -(390 - 0) =$ − 390 KJ/mol

Significa que perdió calor

III. REACCIONES DE COMBUSTIÓN

Son aquellas que se producen por desprendimiento de calor y luz que dan origen a los siguientes tipos:

A. Combustión Completa

Se produce en presencia de suficiente cantidad de oxígeno obteniéndose Dióxido de Carbono (CO_2) y agua (H_2O)

Ejemplo:

$1C_3H_8 + 5O_2 \rightarrow 3CO_2 + 4H_2O$

B. Combustión Incompleta

Se produce por deficiencia de Oxígeno, obteniéndose como producto, Monóxido de Carbono (CO), Carbono (C) y Agua (H_2O)

Ejemplo:

$2CH_4 + \frac{5}{2}O_2 \rightarrow 1CO + C + 4H_2O$

IV. REACCIONES DE NEUTRALIZACIÓN

Es una reacción entre un ácido y una base. Las reacciones acuosas Ácido – Base, por lo general, tienen la siguiente forma:

Ácido + Base → Sal + H_2O

Ejemplo:

$1HCl + 1NaOH \rightarrow 1NaCl + 1H_2O$

$1H_2SO_4 + 1Ca(OH)_2 \rightarrow 1CaSO_4 + 2H_2O$

V. REACCIONES CATALÍTICAS

Son aquellas que se producen en presencia de un catalizador que influye en la velocidad de reacción.

Ejemplo:

$KClO_{3(s)} \xrightarrow{MnO_2} + KCl_{(s)} + O_{2(g)}$

$H_2O_{2(ac)} \xrightarrow{MnO_2} H_2O_{(l)} + O_{2(g)}$

VI. REACCIONES REDOX

Son aquellas en donde existen transferencias de electrones de una especie a otra. Los átomos o iones experimentan cambios en sus estructuras electrónicas debido a la ganancia o pérdida de electrones.

Ejemplo:

$\overset{0}{Zn} + \overset{0}{O_2} \rightarrow \overset{+2-2}{ZnO}$

Donde:

$\overset{0}{Zn} - 2e^- \rightarrow \overset{+2}{Zn}$ (se oxida)

$\overset{0}{O_2} - 2e^- \rightarrow \overset{-2}{O}$ (se reduce)

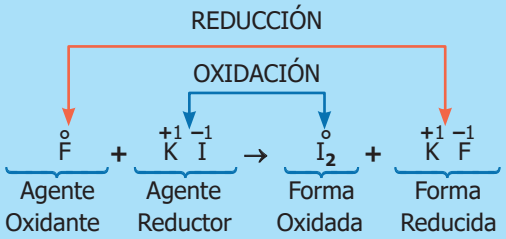
Significado de Redox

REDUCCIÓN	OXIDACIÓN
Gana electrones	Pierde electrones
E.O. disminuye	E.O. aumenta
Es una agente oxidante	Es un agente reductor

Nota:

Se debe conocer la regla del E.O. de los principales elementos.

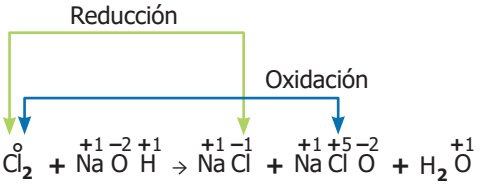
Por ejemplo:



VII. REACCIONES DE DESPROPORCIÓN O DE DISMUTACIÓN

Un tipo especial de reacción REDOX, se llama reacción de desproporción en donde un mismo elemento se oxida y se reduce a la vez.

Ejemplo:



IGUALACIÓN O BALANCE DE ECUACIONES QUÍMICAS

En toda Reacción Química el número de átomos para cada elemento en los reactantes debe ser igual a los productos, para ello se hace uso de diferentes métodos de Balanceo de acuerdo al tipo de reacción.

I. MÉTODO DE TANTEO O SIMPLE INSPECCIÓN

Este método se utiliza para reacciones simples y se recomienda haciendo de acuerdo al siguiente orden:

1. Metal(es)
2. No Metal(es)
3. Hidrógeno y Oxígeno

Ejemplo:

$$H_2SO_4 + Ni \rightarrow Ni_2 (SO_4)_3 + H_2$$

Relación Molar	3	2	2	3	3

II. MÉTODO DE COEFICIENTES INDETERMINADOS (ALGEBRAICO)

1. Se le asigna coeficientes (a,b,....) a todas las sustancias que participan en la reacción.
2. Se efectúa un Balance de Átomo para cada elemento obteniéndose un sistema de ecuaciones algebraicas.
3. Se asume un número conveniente para la letra que más se repite generalmente la unidad.
4. Se resuelve el sistema de ecuaciones y los valores obtenidos se reemplazan en la ecuación original.
5. Si el coeficiente resulta fraccionario se multiplica por el m.c.m. del denominador.

Ejemplo:

$$\mathbf{a}K_2Cr_2O_7 + \mathbf{b}HCl \rightarrow \mathbf{c}KCl + \mathbf{d}CrCl_3 + \mathbf{e}Cl_2 + \mathbf{f}H_2O$$

Se forman ecuaciones algebraicas

K : 2a = c ..... (1)
Cr : 2a = d ..... (2)
O : 7a = f ..... (3)
H : b = 2f ..... (4)
Cl : b = c + 3d + 2e ..... (5)

Y se determinan los valores de los coeficientes literales:
a = 1 (repetida).

a = 1 b = 14 c = 2
d = 2 e = 3 f = 7

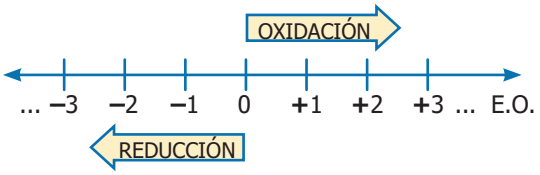
III. MÉTODO REDOX

Se aplica a ecuaciones donde existe Reducción y Oxidación.

Reglas (Procedimiento):

- Se asignan los valores de E.O. a los elementos en la ecuación.
- Se identifican las especies que se oxidan y las que se reducen.
- Balancear átomos y de electrones en cada semireacción, teniendo en cuenta el número de electrones ganados y perdidos, son iguales.
- Se reemplazan los coeficientes en la ecuación original.
- Se analiza la ecuación y si no se encuentra balanceada se produce por tanteo.

Ejemplo:



a) En la oxidación:
Balancear:

1) $\underbrace{Fe}_{\text{Ag. Reductor}} - 3e^- \rightarrow Fe^{+3}$

2) $\underbrace{Cl^{-1}}_{\text{Ag. Reductor}} - 4e^- \rightarrow Cl^{+3}$

b) En la Reducción:

1) $\underbrace{C}_{\text{Ag. Oxidante}} + 4e^- \rightarrow C^{-4}$

2) $\underbrace{N_2}_{\text{Ag. Oxidante}} + 6e^- \rightarrow 2N^{-3}$

Ejemplo: Ecuación Completa:

Balancear por Redox

$$NH_3 + O_2 \rightarrow NO + H_2O$$

Calcular:

$$E = \frac{\text{Coef. (reductor)}}{\text{N° e transferidos}}$$

IV. MÉTODO IÓN – ELECTRÓN

En un caso de Balance Redox donde participan iones y moléculas y depende del medio.

Forma Práctica:

- En primer lugar escogemos el par de iones que se oxida y reduce, para formar las dos semireacciones.
- Luego analizamos el Balance de Masa, pero en éste Balance no considere el átomo de H y O.
- El H y O se balancean de acuerdo al medio donde se realizan.

A. Medio Ácido o Neutro

1. Balance de cargas iónicas
2. Balance los Iones H^+
3. Balance con el H_2O, por exceso de "H"

B. Medio Básico

1. Balance de cargas iónicas.
2. Balance con los Iones OH^-
3. Balance con el H_2O por exceso de "H"

Ejemplo:
Balancear en medio ácido.
$Cu + NO_3^- \rightarrow Cu^{2+} NO_2$

Aplicamos Redox: en el par iónico.

$$1x \quad Cu^0 \xrightarrow{-2e^-} Cu^{2+}$$
$$2x \quad N^{+5} \xrightarrow{+1e^-} N^{+4}$$

Donde:
$1\ Cu^0 + 2\ NO_3^- \rightarrow 1\ Cu^{2+} + 2NO_2$

- Balance de cargas iónicas: (M. Acido)
  $-2 = +2$
- Balance con H^+ : $4H^+$
  $\therefore\ -2 + 4H^+ = +2$
  $+2 = +2$
- Balance con H_2O $- = 2H_2O$

Finalmente:
$1\ Cu^0 + 2NO_3^- + 4H^+ \rightarrow 1Cu^{2+} + 2NO_2 + 2H_2O$

PROBLEMAS RESUELTOS

Problema 1

Determine el número de oxidación del cobre en:

$$CuSO_4$$

A) +1
B) +2
C) +3
D) +4
E) − 4

Resolución:

$$\overset{x\ +6}{Cu}\overset{}{S}O_4^{-2}$$

$$x + 6 - 8 = 0$$

$$x = +2$$

Respuesta: +2

Problema 2

Identifique la sustancia que se oxida en:

$$Na + H_2O\ NaOH + H_2$$

A) Na
B) H_2O
C) NaOH
D) H_2
E) Na y H_2

Resolución:

$$\overset{0}{Na} + H_2O \rightarrow \overset{+1}{NaOH} + H_2$$
$$\quad -e^-$$

el Na se oxida porque pierde electrones.

Respuesta: Na

Problema 3

Determine agente reductor en:

$$Zn + HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$$

A) Zn
B) HCl
C) $ZnCl_2$
D) H_2
E) HCl y H_2

Resolución:

$$\overset{0}{Zn} + H\overset{+1-1}{Cl} \rightarrow \overset{+2-1}{ZnCl_2} + \overset{0}{H_2}$$
$$\quad -2e^-$$

El Zn se oxida y es el agente reductor.

Respuesta: Zn

ESTEQUIOMETRÍA

DESARROLLO DEL TEMA

I. DEFINICIÓN

La palabra "estequiometría", se deriva del griego *stoicheion*, que significa "primer principio o elemento", que quiere decir "medida". La estequiometría describe las relaciones cuantitativas entre los elementos en los compuestos (composición estequiométrica) y entre las sustancias cuando experimentan cambios químicos (estequiometría de reacción).

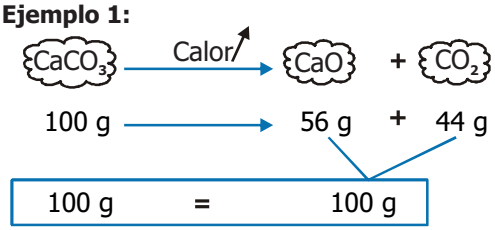
Las leyes Estequiométricas tienen su importancia porque radica en que podemos predecir la masa de los productos formados en una reacción química conociendo la cantidad de sustancias de los reactantes.

II. LEYES PONDERALES (GRAVIMÉTRICAS)

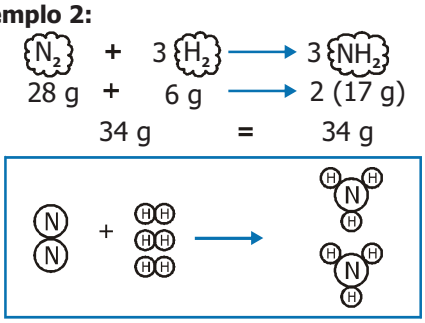
A. Ley de conservación de las masas o materia

Fue planteado por el químico francés Antoine Lavoisier en 1789 "En toda reacción química, las masas de las sustancias reactantes es siempre igual a la suma de las masas de los productos" afirmando la ley de conservación de la materia, donde esta no se crea ni se destruye, sólo se transforma.

Ejemplo 1:



Ejemplo 2:



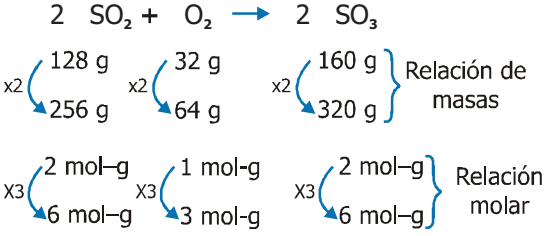
Nota:

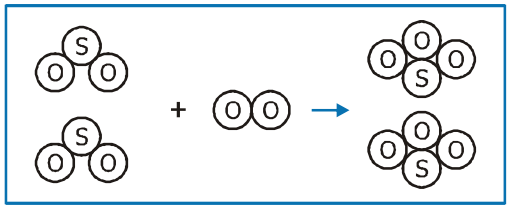
Según la Ley de conservación de masas, la suma de masas reactantes es igual a los productos.

B. Ley de las proporciones definidas o composición constante

Fue enunciado por el químico francés Joseph L Proust en 1799 "cuando dos o más elementos se combinan para formar un determinado compuesto, lo hacen siempre en una relación o proporción en masa fija o invariable", cualquier exceso quedará sin reaccionar.

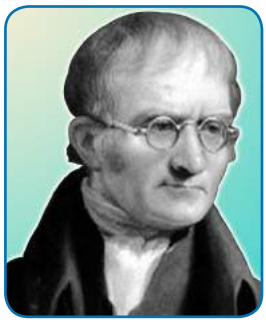
Ejemplo:





C. Ley de las proporciones múltiples

Esta ley fue enunciada por el químico inglés John Dalton en 1804, considerado como el Padre de la Teoría Atómica Moderna.



"Si dos elementos forman compuestos diferentes, las masas de un elemento que se combina con la masa fija de otro elemento se encuentran en relaciones de números enteros sencillos".

Ejemplo:

0,75 g 1,00 g 1,75 g

0,75 g 2,00 g 2,75 g

Se observa que la relación de pesos de oxígeno que reaccionan con un peso fijo de carbono (0,75 g) es

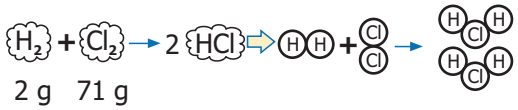
$$\frac{1{,}00\ g}{2{,}00\ g} = \frac{1}{2}$$

D. Ley de las proporciones reciprocas (o pesos de combinación)

Fue planteado por J.B. Richter y C.F. Wenzel en 1792:

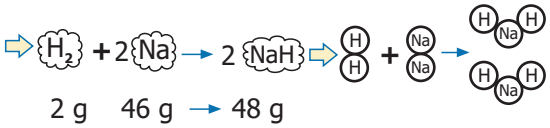
"Las masas de diferentes elementos que se combinan con una misma masa de otro elemento dan la relación en que ellos se combinarán entre sí (o bien múltiplos o submúltiplos de estas masas)".

Ejemplo:



2 g 71 g

46 g 71 g



2 g 46 g → 48 g

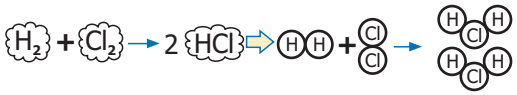
III. LEYES VOLUMÉTRICAS

A. Ley de los volúmenes de combinación

Fue dada a conocer por el científico francés Joseph Gay-Lussac en 1808 como producto de sus investigaciones sobre la compresión y expansión de los gases y la reacción entre ellos.

"A temperatura y presión constante, los volúmenes de los gases que reaccionan están en la misma proporción que sus coeficientes estequiométricas". Las proporciones pueden ser molares y volumétricas.

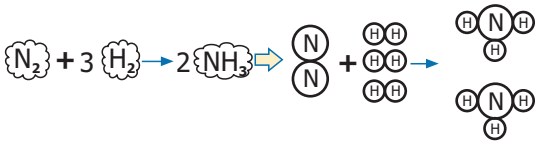
Ejemplo:



1 mol 1 mol 2 moles
1 V 1 V 2 V

O sea: (5 L) (5 L) (10 L) Sabiendo que V = 5

Ejemplo:
"A condiciones normales (CN), los volúmenes molares equivalen a 22,4 L.



1 mol 3 moles 2 moles
A: C.N. 1(22,4 L) 3(22,4 L) 2(22,4 L)

B. Contracción volumétrica (C.V.)

Es una proporción que se tendrá de la disminución del volumen en una reacción gaseosa respecto al volumen de los reactantes:

$$C.V. = \frac{V_R - V_P}{V_R}$$

V_R = Suma de los coeficientes gaseosos de los reactantes.
V_p = Suma de los coeficientes gaseosos de los productos.

Ejemplo:

$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightarrow 2\ NH_{3(g)}$

$$C.V. = \frac{(1+3)-2}{(1+3)} = \frac{1}{2}$$

(el volumen se contrae en un 50%)

Ojo:
Si sucede lo contrario el volumen se expande.

IV. CASOS ESPECIALES

A. Reactivo limitante (RL), y Reactivo en exceso (RE)

RL: Es aquel reactante que se consume totalmente porque interviene en menor proporción estequiométrica (Agota sustancia).

RE: Es aquel reactante que se consume parcialmente porque interviene en mayor proporción estequiométrica (sobra sustancia).

Regla particular para determinar el RL y RE.

$$RL = \frac{CR}{CT} = \text{menor valor}$$

$$RE = \frac{CR}{CT} = \text{mayor valor}$$

Ojo:
CT = Cantidad teórica
CR = Cantidad real

Ejemplo:

$$\underbrace{C}_{} + \underbrace{O_2}_{} \rightarrow \underbrace{CO_2}_{}$$

12 g 32 g 44 g ... (CT)

6 g 6 g x ... (CR)

$$\frac{6}{12} = \underbrace{0{,}5}_{\text{Mayor valor (RE)}} \qquad \frac{6}{32} = \underbrace{0{,}19}_{\text{Menor valor (RL)}}$$

$$\therefore x = \frac{(6)\,(\overset{11}{\cancel{44}})}{(\overset{8}{\cancel{32}})} = 8{,}25\ g \qquad CO_2$$

Ojo:
También se cumple con la relación molar y volumétrica.

B. Porcentaje de pureza de una muestra química

En toda reacción química, las sustancias que deben reaccionar deben ser 100% puras; por lo tanto, extraeremos las impurezas bajo este criterio:

$$\%\ \text{Pureza} = \frac{\text{cantidad sust. pura}}{\text{cantidad muestra}} . 100$$

C. Rendimiento o eficiencia de la reacción (RR)

Es la relación expresada en porcentaje de las cantidades reales (CR) frente a los teóricos (CT) según:

C.T. → 100 %
C.R. → RR

ó

$$RR = \frac{CR}{CT} . 100\%$$

V. RELACIONES ESQUIOMÉTRICAS QUE SE CUMPLEN EN UNA REACCIÓN QUÍMICA

- mol → mol ó vol → vol (coeficiente estequiométrico)
- gmasa → masa (masa atómica (m.A.) ó masa molar ($\overline{M}$))
- mol → masa (coeficientes estequiométricas → m.A. ó $\overline{M}$
- $Vol_{(CN)}$ → mol (coef x 22,4 L → coeficiente)
- gramos → $Vol_{(CN)}$ (m.A. ó $\overline{M}$ → coef x 22,4 L)
- N_A → gramos (Avogadro (6.10^{23}) → m.A. ó $\overline{M}$)
- $Vol_{(CN)}$ → N_A (coef x 22,4 L → Avogadro (6.10^{23}))

Ojo:
Si nos piden moléculas (N_A) y si piden átomos (N_A x subíndice)

Nota:
Reglas para resolver un problema por estequiometrías.

- La ecuación debe estar completamente y balanceada.
- Aplicar la relación estequiométrica.
- Resolver por regla de 3 simple directo.
- Comprobar el rendimiento de la reacción.

PROBLEMAS RESUELTOS

Problema 1

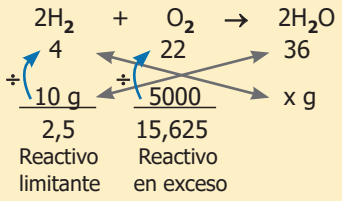
¿Cuántos gramos de agua se formarán al hacer reaccionar 10 g de H_2 con 500 g de O_2?

Datos: Pesos atómicos: O = 16, H = 1

A) 45 B) 90 C) 180
D) 270 E) 135

UNMSM 2008
NIVEL FÁCIL

Resolución:



$$x = \frac{10 \times 36}{4}\ g$$

$$x = 90\ g$$

Respuesta: *90*

Problema 2

¿Cuántos gramos de carbón vegetal con 90% de carbono se requieren para obtener 280 g de hierro?

Datos: PA: Fe = 56; C = 12; O = 16

A) 50 g B) 60 g C) 40 g
D) 55 g E) 45 g

UNMSM 2007
NIVEL INTERMEDIO

Resolución:

$$2Fe_2O_{3(s)} + 3C_{(s)} \quad 4Fe_{(s)} + 3CO_{2(g)}$$

3×12 — 4×56
xg — $280\ g$

$x = 45$ g de "C"

$90\ \% \rightarrow 45$ g
$100\ \% \rightarrow y$

$y = 50$ g de carbon vegetal

Respuesta: *50 g*

Problema 3

El compuesto $(CH_3)_2\ NNH_2$ se usa como un combustible para propulsar naves espaciales. Tal compuesto reacciona con N_2O_4, de acuerdo con la reacción:

$2(CH_3)_2NNH_2 + 4N_2O_2 \rightarrow 4CO_2 + 6N_2 + 8H_2O$

Calcule la masa en gramos de N_2O_4 que se requiere para hacer reaccionar 120 g de $(CH_3)_2NNH_2$.

Datos: Pesos moleculares
$(CH_3)_2NNH_2 = 60$ g/mol; $N_2O_4 = 92$ g/mol

A) 368 g B) 230 g C) 240 g
D) 123 g E) 417 g

UNMSM 2007
NIVEL INTERMEDIO

Resolución:

$2(CH_3)_2NNH_2 + 4N_2O_2 \rightarrow 4CO_2 + 6N_2 + 8H_2O$

2×60 — 4×92
$120g$ — $x\ g$

$x = 368$ g

Respuesta: *368 g*

SOLUCIONES

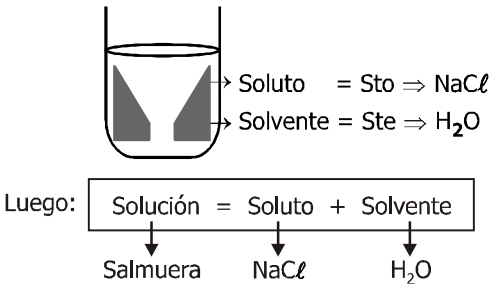
DESARROLLO DEL TEMA

I. DEFINICIÓN

- Son mezclas homogéneas formadas por uno o más solutos y un solvente.
- El solvente es el que se encuentra en mayor proporción y es el que determina el estado de agregación física de la solución.
- El soluto es la sustancia que está en menor proporción y es de quién depende el nombre y la concentración de la solución.

Ejemplo:

Solución de "salmuera", será:



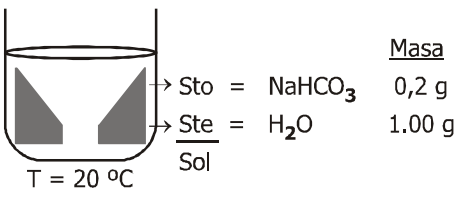
II. CLASIFICACIÓN DE SOLUCIONES

A. Por la concentración de soluto

1. Solución diluida

El soluto se encuentra en una pequeña cantidad.

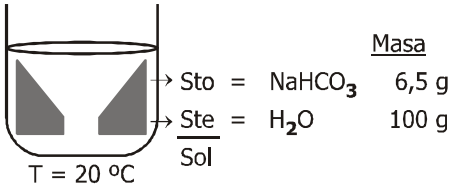
Ejemplo:



2. Solución concentrada

Es aquella donde falta poco soluto para alcanzar la saturación.

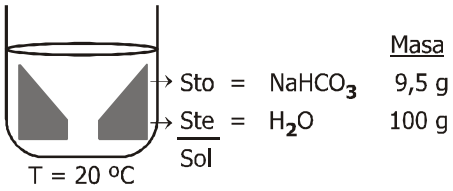
Ejemplo:



3. Solución saturada

Es aquella que contiene la máxima cantidad de soluto disuelto a una determinada temperatura.

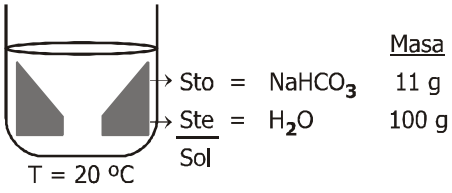
Ejemplo:



4. Solución sobresaturada

Es aquella que admite un excedente de la máxima cantidad de soluto disuelto en el solvente. El excedente puede ser disuelto en "baño maría".

Ejemplo:



B. Por la disgregación del soluto

1. Solución iónica

El soluto de esta solución se disocia o se ioniza por lo cual estas soluciones son "conductoras" de la electricidad.

Ejemplo:

Salmuera (Cloruro de sodio, NaC, disuelto en agua).

2. Solución molecular

El soluto de esta solución se disgrega a nivel molecular; por lo cual estas soluciones son "no conductoras" de la electricidad, no forma iones.

Ejemplo:

Azúcar común (Sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$) disuelta en agua.

C. Por estado de agregación física del solvente

Solución	Solvente	Soluto	Ejemplo
Solido	Sólido	Sólido	Acero (C + Fe) Latón (Zn + Cu) Bronce (Sn + Cu)
		Líquido	Amalgama de oro (Hg + Au)
		Gaseoso	Oclusión de H_2 en Pt
Líquido	Líquido	Sólido	Salmuera ($NaC\ell + H_2O$) Alcohol iodado ($I_2 + C_2H_5OH$)
		Líquido	Vinagre ($CH_3COOH + H_2O$) Aguardiente ($\underbrace{CH_3CH_2OH}_{\text{etanol}} + H_2O$) Agua oxigenada ($H_2O_2 + H_2O$) Agua regia ($HC\ell + HNO_3$)
		Gaseoso	Agua carbonatada ($CO_2 + H_2O$)
Gaseoso	Gaseoso	Gaseoso	Aire seco (N_2, O_2, Ar.....)

III. UNIDADES FÍSICAS DE CONCENTRACIÓN

A. Porcentaje en masa(% m_{sto})

Indica la masa del soluto disuelto en 100 g de solución:

$$\%\, m_{sto} = \frac{m_{sto}}{m_{sol}} x100\,\%$$

donde : $m_{sol} = m_{sol} + m_{ste}$

m_{sto} = masa del sto
m_{ste} = masa del ste
m_{sol} = masa de la solución

B. Porcentaje en volumen (% v_{sto})

Indica el volumen de soluto disuelto en un litro de solución.

$$\%m_{sto} = \frac{v_{sto}}{v_{sol}} x100\%$$

donde : $v_{sol} = v_{sol} + v_{ste}$

V_{sto} = volumen de soluto
v_{ste} = volumen de solvente
v_{sol} = volumen de la solución

C. Partes por millón (ppm)

Indica el número de miligramos (mg) de soluto por litro (L) de solución. Un ppm es lo mismo que 1 gramo de soluto en un millón de centímetros cúbicos de disolución.

$$ppm = \frac{m_{sto}}{V_{sol}}$$

Donde:
m_{sto} = masa en "mg" del soluto
v_{sol} = volumen en "L" de la solución

Además: 1 g = 10^3 mg

Ejemplo:

Si 0,50 L de una disolución acuosa contiene 4,4 mg de ión cloruro. ¿Cuántos ppm de iones cloruro contienen?

Solución:

$$ppm = \frac{m}{v} \Rightarrow ppm = \frac{4,4mg}{0,50L} = 8,8\frac{mg}{L}$$

8,8 partes por millón de ión cloruro.

IV. DETERMINACIÓN DEL PARÁMETRO "θ"

Sustancia	θ	Ejemplo
Ácido	# de "H" sustituíbles	$HC\ell \rightarrow \theta = 1$ $H_2SO_4 \rightarrow \theta = 2$ $H_3PO_4 \rightarrow \theta = 3$
Base o hidróxido	# de "(OH)" sustituíbles	$K(OH) \rightarrow \theta = 1$ $Ba(OH)_2 \rightarrow \theta = 2$ $A\ell(OH)_3 \rightarrow \theta = 3$
Sal	Carga neta del catión	$\overset{+1}{Na_1}\ \overset{-1}{C\ell} \rightarrow \theta = (1)(+1) = 1$ $(\overset{+1}{NH_4})_1\ \overset{-1}{C\ell} \rightarrow \theta = 1(+1)=1$
Agente oxidante	# e^- ganados	$\overset{7+}{Mn} \rightarrow \overset{2+}{Mn} \Rightarrow \theta = 5$
Agente oxidante	# e^- perdidos	$2\overset{1-}{C\ell} \rightarrow \overset{0}{C\ell_2} \Rightarrow \theta = 2$

V. UNIDADES QUÍMICAS DE CONCENTRACIÓN

A. Molaridad (M)

Es el número de moles de soluto disuelto en un litro de solución.

$$\boxed{M = \frac{n_{sto}}{v_{sol}}} \quad \text{Unidades} : \frac{mol}{L} < > \text{molar}$$

Como:

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow \boxed{M = \frac{m_{sto}}{\overline{M}_{sto} \cdot v_{sol}}}$$ en función de $\overline{M}_{sto}$ y m_{sto}

Además:

D_{sol} = densidad de la solución en g/mL

%m = porcentaje de masa.

$\overline{M}_{sto}$ = masa molar del soluto (g/mol)

$$\Rightarrow \boxed{M = \frac{(10)\,(\%m)\,(D_{sol})}{\overline{M}_{sto}}}$$

B. Normalidad (N)

Es el número de equivalentes gramos (Eq-g) de soluto disuelto en un litro de solución.

$$\boxed{N = \frac{\#\,Eq - g_{sto}}{v_{sol}}} \quad \text{unidades} \frac{eq - g}{L} < > \text{normal}$$

También se cumple:

$$\Rightarrow \boxed{N = M \times \theta}$$ (relación entre normalidad y molaridad)

Donde "θ" es el parámetro mide la capacidad de reacción y depende del soluto.

C. Molalidad (m)

Es el número de moles de soluto disuelto en 1 kilogramo de solvente.

$$\boxed{m_{sto} = \frac{n_{sto}}{w_{ste}}} \quad \text{unidades} : \frac{mol}{kg} < > \text{molal}$$

donde: W_{ste}: peso o masa del solvente en kg.

También se cumple:

$$\boxed{m = \frac{1000(\%m_{sto})}{(100 - \%m_{sto}).\overline{M}_{sto}}}$$

D. Fracción molar (x)

$$X_{sto} = \frac{n_{sto}}{n_{sol}} \; ; \; X_{ste} = \frac{n_{ste}}{n_{sol}}$$

Para soluciones gaseosas o líquidas volátiles donde:

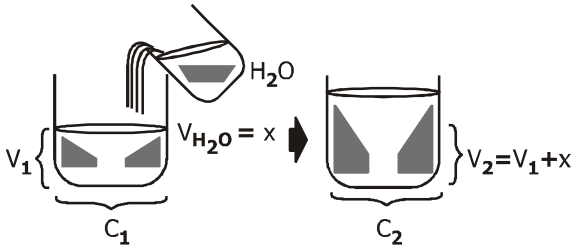
$$\boxed{X_{sto} + X_{ste} = 1} \quad \boxed{n_{sol} = n_{sto} + n_{ste}}$$

VI. APLICACIONES DE LAS UNIDADES DE CONCENTRACIÓN

A. Dilución de una solución

Es el procedimiento que se usa para preparar soluciones de baja concentración a partir de soluciones muy concentradas.

El proceso consiste en añadir agua a una solución de alta concentración hasta alcanzar la concentración deseada.



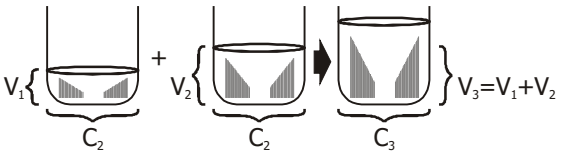
$$\underbrace{n_{sto1}}_{} = \underbrace{n_{sto2}}_{}$$

Se cumple que: $\boxed{C_1.V_1 = C_2.V_2}$

Donde: C = concentración molar o normal.

B. Mezcla de soluciones

Se obtienen al unir dos o más soluciones de un mismo soluto, pero de concentraciones diferentes.



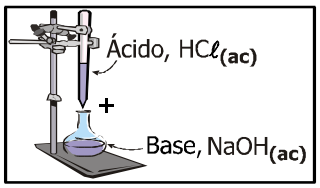
Se cumple que:

$$n_{sto1} + n_{sto2} = n_{sto3}$$

$$\boxed{C_1.V_1 + C_2.V_2 = C_3.V_3}$$

C. Neutralización

Es una reacción entre un ácido y una base, formándose como producto sal y agua.



Cumpliéndose: # Eq – g (Ácido) = # Eq – g (Base)

$$\boxed{N_{Ácido} \cdot V_{Ácido} = N_{Base} \cdot V_{Base}}$$

PROBLEMAS RESUELTOS

Problema 1

En medio litro de una solución 1 N de H_2SO_4, hay ____ gramos de soluto.

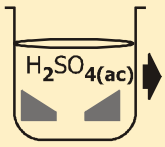
Masa atómica: H = 1; O = 16; S = 32

A) 98,0 B) 49,0 C) 45,0
D) 24,5 E) 12,25

UNMSM 2009 - II
NIVEL INTERMEDIO

Resolución:

Según los datos:



$V_{sol} = 0,5$ L
$N_{sol} = 1$ equivalente/L
$\overline{M}_{sto} = 98$ g/mol
$\theta_{sto} = 2$
¿W_{sto}?

Sabemos que:

$$N_{sol} = M_{sol} \times \theta_{stol}$$

$1 = M_{sol} \times 2 \rightarrow M_{sol} = 0,5$ mol/L

Además:

$$M_{sol} = \frac{W_{sto}}{\overline{M}_{sto} \times V_{sol}} \; ; \quad 0,5 = \frac{W_{sto}}{98 \times 0,5}$$

$W_{sto} = 24,5$ g

Respuesta: D) *24,5*

Problema 2

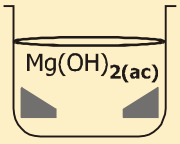
Al disolver 14,5 g de $Mg(OH)_2$ en suficiente cantidad de agua, se obtiene 200 mL de solución; en consecuencia, su normalidad es _____ y su molaridad, _____.

Masa atómica: Mg = 24; O = 16; H = 1

A) 2,50–5,00
B) 1,25–2,50
C) 5,00–2,50
D) 2,50–1,25
E) 1,25–5,00

UNMSM 2010 - I
NIVEL INTERMEDIO

Resolución:



$V_{sol} = 0,2$ L
$W_{sto} = 14,5$ g
$\overline{M}_{sto} = 58$ g/mol
$\theta_{sto} = 2$
¿M_{sol}? ; ¿N_{sol}?

Sabemos que: $M_{sol} = \dfrac{W_{sto}}{\overline{M}_{sto} \times V_{sol}}$

$$M_{sol} = \frac{14,5}{58,5.0,2} \Rightarrow M_{sol} = 1,25 \frac{mol}{L}$$

Además: $N_{sol} = M_{sol} \times \theta_{sto}$

Reemplazando:

$N_{sol} = 1,25 \times 2 \Rightarrow N_{sol} = 2,50$ equivalente/L

Respuesta: D) *2,5 – 1,25*

Problema 3

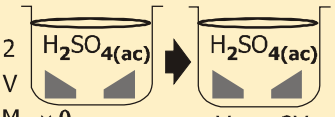
La normalidad de una solución de H_2SO_4 2M que se diluye la doble de su volumen es:

A) 2,0 B) 1,0 C) 4,0
D) 4,0 E) 8,0

UNMSM 2010 - II
NIVEL INTERMEDIO

Resolución:

Según los datos:



$\theta_{sto} = 2$
• $V_1 = V$
• $N_1 = M_1 \times \theta$
$= 2 \times 2$
$= 4$ equivalente/L

• $V_2 = 2V$
¿N_2?

En una dilución se cumple:

$$N_1 \cdot V_1 = N_2 \cdot V_2$$

$$4 \cdot V = N_2 \cdot 2V$$

$$N_2 = 2 \frac{\text{equivalente}}{L}$$

Respuesta: *A) 2,0*

CÁLCULO DEL PH, POH Y NEUTRALIZACIÓN

DESARROLLO DEL TEMA

I. POTENCIAL DE IONES HIDRÓGENOS (PH)

Es aquel factor numérico que indica el grado de concentración de iones H^+ de una solución.

$$pH = \log\frac{1}{[H^+]} = -\log[H^+] \Rightarrow [H^+] = 10^{-pH}$$

II. POTENCIAL DE IONES OXHIDRILOS (POH)

Es aquel factor numérico que indica el grado de concentración de iones $(OH)^-$ que posee una solución.

$$pOH = \log\frac{1}{[OH^-]} = -\log[OH^-] \Rightarrow [OH^-] = 10^{-pOH}$$

Nota:

- El agua libera iones H^+ y iones OH^- por lo que es una sustancia anfotera, es decir se comporta como ácido y base a la vez.
- El agua y el HCO_3^- son sustancias anfipróticas, actúan como ácido o base según las circunstancias.

Producto iónico del agua (Kw)

$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^- \text{ a } 25^oC \text{ atm}$$

Inicio	$1\frac{mol}{\ell}$	———	———
Avance de la reacción	$10^{-7}\frac{mol}{\ell}$	$10^{-7}\frac{mol}{\ell}$	$10^{-7}\frac{mol}{\ell}$
Equilibrio iónico	$(1-10^{-7})\frac{mol}{\ell}$	$10^{-7}\frac{mol}{\ell}$	$10^{-7}\frac{mol}{\ell}$

Entonces en el equilibrio químico (E.Q.)

$$K_{E.Q.} = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]}$$

$$K_{E.Q.} = [H_2O] = [H^+][OH^-]$$

$$K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$$

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14}$$

$$pH + pOH = 14$$

Nota:

- En toda solución neutra: $[H+] = [OH-] = 10-7$ M
  $pH = pOH = 7$
- En toda solución ácida: $[H+] > [OH-]$
  $pH < pOH$
- En toda solución básica: $[H+] < [OH-]$
  $pH > pOH$

PÁRIS
para
AMOR A SOFÍA

PROBLEMAS RESUELTOS

Problema 1

Calcular el pH de una solución, cuyo pOH es 4,5.

A) 9,2 B) 8,9
C) 9,5 D) 9,6
E) 9,3

UNMSM 2014 - II
NIVEL FÁCIL

Resolución:

Sabemos que a 25 ºC, se cumple:

$$pH + pOH = 14$$

Reemplazando:

$pH + 4,5 = 14$

$pH = 9,5$

Respuesta: 9,5

Problema 2

El pH de una solución que se obtiene al disolver $2,0\times10^{-4}$ moles de $Mg(OH)_2$ en 40 mL de agua es:

A) 13 B) 8 C) 6
D) 12 E) 9

UNMSM 2010 - II
NIVEL DIFÍCIL

Resolución:

$$M = \frac{n}{v} = \frac{2\times10^{-4}}{4\times10^{-2}} = 5\times10^{-3}$$

$$1Mg(OH)_2 \rightarrow Mg^{2+} + 2(OH)^{-1}$$

$$5\times10^{-5} \qquad \underbrace{2(5\times10^{-3})}_{10^{-2}}$$

$pOH = -\log(10^{-2}) = 2$

$\Rightarrow pH = 14 - 2 = 12$

Respuesta: 12

Problema 3

¿Qué volumen de ácido sulfúrico 0,1 N se requiere para neutralizar 5,83 g de $Mg(OH)_2$? Dato: el peso fórmula del $Mg(OH)_2$ es 58,3 g/mol.

A) 0,2 L B) 2 L
C) 20 mL D) 2 mL
E) 22 mL

UNMSM 2005 - I
NIVEL INTERMEDIO

Resolución:

$$N\ V_{H_2SO_4} = N\ V_{mg(OH)_2}$$

$$N \times V_{H_2SO_4} = R \times \theta$$

$$0,1 \times V_{H_2SO_4} = \frac{5,83}{58,3} \times 2$$

$$V_{H_2SO_4} = 2L$$

Respuesta: 2L

CINÉTICA QUÍMICA – EQUILIBRIO QUÍMICO

DESARROLLO DEL TEMA

I. CINÉTICA

Es el estudio de las velocidades de reacción; se define la velocidad de reacción (v):

$$v = \frac{\Delta[\ ]}{\Delta t}$$

Donde:

$\Delta[\ ]$ ⇒ Variación de las concentraciones

Δt ⇒ Variación de un intervalo de tiempo

Sea la reacción química: $aA + bB \rightarrow cC + dD$

Se cumple que la velocidad media de un reactante o producto.

Es:

$$v_A = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t};\ v_B = -\frac{\Delta[B]}{\Delta t};\ v_C = +\frac{\Delta[C]}{\Delta t};\ v_D = +\frac{\Delta[D]}{\Delta t}$$

Observación:

Los signos negativos o positivos significan que disminuyen su concentración o aumentan su concentración, respectivamente.

Tambien se cumple que la relación de velocidades es igual a la relación de MOL (proporcional a los coeficientes estequiométricos)

$$\frac{v_A}{a} = \frac{v_B}{b} = \frac{v_C}{c} = \frac{v_D}{d}$$

A. Factores que afectan a la velocidad de reacción

1. Naturaleza química de los reactantes
2. Temperatura
3. Grado de división o superficie de contacto
4. Concentración de los reactantes
5. Presencia de catalizadores

B. Ley de las velocidades de acción de masas (Guldberg y Waage 1864-1867)

"La velocidad de una reacción química es proporcional a las masas activas de las sustancias reaccionantes". Dentro del Marco de la Cinética química, las masas activas son las concentraciones molares y dentro del marco de la termodinámica son las actividades de los reactantes.

Sea la reacción: $aA + bB \rightarrow cC + dD$

Se cumple que:

$$v = k[A]^x[B]^y$$

Donde:

k ⇒ Constante de velocidad específica

[ ] ⇒ Concentración molar

x ⇒ Orden de la reacción con respecto al reactante A

y ⇒ Orden de la reacción con respecto al reactante B

x + y ⇒ Orden de la reacción experimentalmente.

Para reacciones elementales se cumple:

$$v = k[A]^a[B]^b$$

II. EQUILIBRIO QUÍMICO

Estudia a la constancia de propiedades macroscópicas:

A. Caracteristicas del equilibrio quimico

1. La concentración de los reactantes y productos se mantiene constante.
2. Se cumple que la velocidad de reacción directa es igual a la velocidad de reacción inversa.
3. A nivel molecular las reacciones directa e inversa continúan desarrollando.
4. Las propiedades físicas, como la temperatura, presión, densidad, viscosidad, etc. se mantiene constante, es decir, desde el punto de vista físico es estático.

Sea la reacción química en equilibrio:

$$aA_{(g)} + bB_{(g)} \rightarrow cC_{(g)} + dD_{(g)}$$

Se cumple:

$$K_C = \frac{[C]^c.[D]^d}{[A]^a.[B]^b}$$

Kc: Cte de equilibrio en función de las concentraciones molares.

$$K_P = \frac{(P_C)^c \cdot (P_D)^d}{(P_A)^a \cdot (P_B)^b}$$

Kp: Constante de equilibrio en función de las presiones parciales

También:

$$K_P = K_C (RT)^{\Delta n}$$

Donde:

$\Delta n = (c + d) - (a + b)$

$$R = 0,082 \frac{atm.L}{mol.K}$$

B. Principio de Le Chatelier

"Cuando un factor externo perturba un sistema en equilibrio, dicho sistema se desplaza en el sentido que tiende a contrarrestar la perturbación y restablecer nuevamente el equilibrio".

El equilibrio químico se puede perturbar por:

1. Cambio de concentración.
2. Cambio de presión.
3. Cambio de volumen.
4. Cambio de temperatura.

PROBLEMAS RESUELTOS

Problema 1

El siguiente proceso elemental transcurre durante 40 minutos a una temperatura constante de 127º C y 2 atm de presión absoluta.

$2SO2_{(g)} + 1O2_{(g)} \rightarrow 2SO_{3(g)}$

Determina:

I. La velocidad de reacción del SO_2 si su concentración inicial y final son respectivamente 12 molar y 4 mol–g/L, esto para un intervalo de 10 segundos.

II. Para el mismo intervalo de (I), la velocidad de formación del óxido sulfúrico.

A) I. 0,4 m/s
II. 0,6 m/s

B) I. 0,9 m/s
II. 0,6 m/s

C) I. 0,8 m/s
II. 1,2 m/s

D) I. 0,5 m/s
II. 0,4 m/s

E) I. 0,8 m/s
II. 0,8 m/s

NIVEL FÁCIL

Sea el proceso elemental a:

T = (127 + 273)K

T = 400K ; P = 2 atm

$$2SO_{2(g)} + 1O_{2(g)} \rightarrow 2SO_{2(g)}$$

[i] ⇨ 12 M

|Δ[i]

[i]f ⇨ 4 M

I. Nos piden la velocidad de consumo del $SO_{2(g)}$

$$\overline{V}_{SO_2} = \frac{(-)\Delta[SO_2]}{\Delta tiempo} \quad \ldots (\infty)$$

Dato:

- $\Delta[SO_2] = [SO_2]_f - [SO_2]_0$

  $\Delta[SO_2] = 4M - 12M$

  $\Delta[SO_2] = -8M$

- Reemplazando:

  $$\overline{V}_{SO_2} = \frac{-(-8M)}{10s} = 0,8 M/s$$

- Lo cual significa que por cada segundo transcurrido 0,8 mol–g de $SO_{2(g)}$ se transforman en el producto deseado.

II. Nos piden la velocidad de formación de SO3(g).

$$\overline{V}_{SO_3} = \frac{(+)\Delta[SO_3]}{\Delta tiempo} = \ldots ?$$

- Como no se tiene las concentraciones del producto $SO_{3(g)}$ entonces empleamos la siguiente relación estequiométrica:

  $$\frac{\overline{V}_{SO_2}}{2} = \frac{\overline{V}_{O_2}}{1} = \frac{\overline{V}_{SO_3}}{2}$$

- Donde los denominadores son sus corresponidentes coeficientes estequiométricos.
- Luego:

  $\overline{V}_{SO_2} = \overline{V}_{SO_3} = 0,8$ M/s

- Esto quiere decir que por cada segundo que transcurre, se forman 0,8 mol–g de $SO_{3(g)}$.

Respuesta: E) I. 0,8 M/s II. 0,8 M/s

Problema 2

Respecto a la ley de acción de masas y la cinética de una reacción, no es de importancia:

I. Temperatura.
II. Concentración (actividad) de una sustancia.
III. Tipo y material del reactor.
IV. Tamaño de las partículas de los reactantes.

A) I y II B) II y IV
C) Solo I D) Solo III
E) Solo IV

NIVEL INTERMEDIO

Resolución:

La velocidad de una reacción está determinada por la naturaleza de las sustancias reactantes, además de otros factores como son la temperatura, la concentración de los reactantes, el tamaño de las partículas que reaccionan y el efecto de un catalizador.

Respuesta: D) Solo III

Problema 3

Determina en cuántas veces se incrementará la velocidad de la reacción.

$$2NO_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2NO_{2(g)}$$

Si el volumen del recipiente en el cual se realiza dicho proceso disminuye a su tercera parte y la temperatura es la misma.

NIVEL INTERMEDIO

Resolución:

Por la ley de acción de masas:

$$\boxed{\overline{V} = K[NO]^2[O_2]^1} \quad \ldots (\infty)$$

Si: $V_f = \frac{Vi}{3}$ ... (relación de volúmenes)

$$\overline{V}_1 = K\left[\frac{n_{NO}}{V_i}\right]^2\left[\frac{n_{O_2}}{V_i}\right]$$

$$\overline{V}_2 = K\left[\frac{n_{NO}}{V_i/3}\right]^2\left[\frac{n_{O_2}}{V_i/3}\right]$$

$$\overline{V}_2 = K(3)^2\left[\frac{n_{NO}}{V_i}\right]^2\left[\frac{n_{O_2}}{V_i}\right]^1(3)^1$$

$$\overline{V}_2 = \underbrace{K\left[\frac{n_{NO}}{V_i}\right]^2\left[\frac{n_{O_2}}{V_i}\right]^1}(27)$$

$$\overline{V}_2 = \quad 27 \quad \overline{V}_1$$

La velocidad se incrementará 26 veces más, es decir; será 27 veces la velocidad inicial $(\overline{V}_1)$.

Respuesta: D) 27

ELECTROQUÍMICA

DESARROLLO DEL TEMA

I. DEFINICIÓN

Es la ciencia que se encarga de estudiar las transformaciones de la energía eléctrica en energía química o viceversa en dispositivos conocidos como celdas electroquímicas, las que a su vez pueden ser de dos clases:

- Celdas electrolíticas
- Celdas galvánicas

II. CELDA ELECTROLÍTICA

Llamada también cuba electrolítica o voltámetro, es el recipiente o dispositivo donde la energía eléctrica se transforma en energía química a este proceso se le llama electrólisis.

III. ELEMENTOS DE UN PROCESO DE ELECTRÓLISIS

A. Fuente electromotriz

Es un sistema que produce una diferencia de potencial eléctrico, con la finalidad de mantener una corriente eléctrica entre los electrodos.

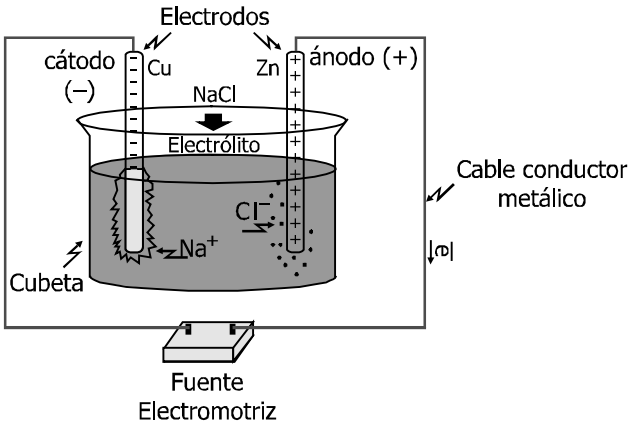
B. Electrodos

Son sistemas que permiten conducir la corriente eléctrica de un medio externo a un medio interno y viceversa.

Los electrodos pueden ser inertes, si solo conducen la corriente eléctrica y activos, si además de conducir la corriente eléctrica, participa de la reacción redox.

1. **Ánodo**
   Es el electrodo conectado al polo positivo de la fuente.
2. **Cátodo**
   Es el electrodo conectado al polo negativo de la fuente.
3. **Electrolito**
   Sustancia que está en solución y que por efecto de la corriente son iones que se dirigen a los electrodos.

Electrólisis del NaCl fundido



Cátodo : $Na^+ + 1e \rightarrow Na_{(\ell)}$

Ánodo : $2C\ell^- - 2e \rightarrow C\ell_{2(g)}$

Reacción Neta : $2Na^+ + 2C\ell^- \rightarrow 2Na_{(\ell)} + 2C\ell_{2(g)}$

IV. RELACIONES FÍSICO-QUÍMICAS

A. Coulomb (C)

Es la cantidad de carga eléctrica que necesita para que se deposite o libere en uno de sus electrodos de la celda electrolítica, un equivalente electroquímico ó electroequivalente de alguna sustancia.

$$1C \rightarrow 1\,Eq - equim_{(sust)}$$

B. Faraday (F)

Es una cantidad de carga eléctrica necesaria para que se deposite o libere en uno de sus electrodos de una celda, un equivalente gramo o equivalente químico de alguna sustancia.

$$1F \rightarrow 1\,Eq - g_{(sust)}$$

$1F \rightarrow 96\,500\ C$

$1Eq - g_{(sust)} \rightarrow 96\,500\ .\ 1\ Eq - equim_{(sust)}$

Nota:
1 F = 1 Eq – g = 96 500 C = 96 500 Eq – equím = 1 mol e–

$$1\ Eq - equím_{(sust)} = \frac{1\ Eq - g}{96500}(sust)$$

Unidad $\frac{g}{C}.\frac{mg}{C}$

1. Primera Ley de Faraday

"La masa de toda sustancia depositada o liberada es directamente proporcional a la cantidad de carga eléctrica que circula por la celda electrolítica".

$m_{(sust)} \quad \alpha \quad q$

$m_{(sust)} = 1\ Eq - equim_{(sust)} \cdot q$

$$m_{(sust)} = \frac{1Eq - g_{(sust)}}{96500}.q$$

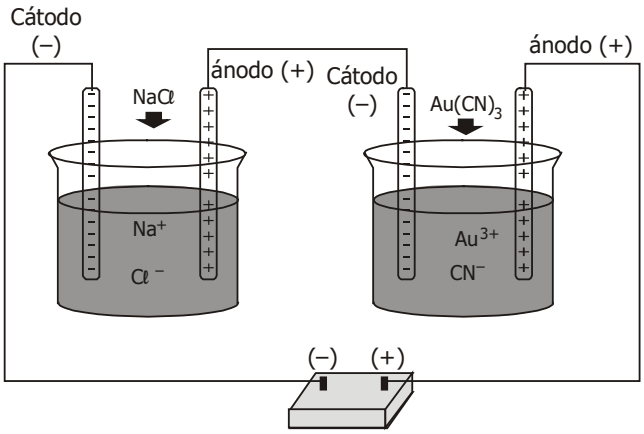
- m_{sust} = masa de la sustancia depositada o liberada.
- q = carga eléctrica que circula en la celda electrolítica.

$$\#\ Eq - g_{(sust)} = \frac{q}{96500}$$

q = i t
↓ ↓ ↓
C = A s

2. Segunda Ley de Faraday

"Si se tiene dos o más celdas conectadas en serie y por ella circula la mínima cantidad de corriente y carga eléctrica, entonces se descompone, deposita o libera, igual número de equivalente gramo de algunas de las sustancias de cada celda".



Se cumplirá que:

$\#\ Eq - g_{(NaCℓ)} = \#\ Eq - g_{[Au(CN)3]} = \#\ Eq - g_{(Na^+)}$

$\#\ Eq - g_{(Cℓ)} = \#\ Eq - g_{[Au^{3+}]} = \#\ Eq - g_{(H_2)}$

Nota:

$$\#\ Eq - g_{sto} = \frac{m_{sto}}{mEq_{(sto)}} = n_{sto} \cdot \theta_{(sto)} = N_{sol} \cdot V_{sol}(L)$$

PROBLEMAS RESUELTOS

Problema 1

Determina la masa de aluminio producida por acción de 2 Faraday sobre $Aℓ(OH)_3$.

A) 18 B) 16 C) 22
D) 19 E) 20

NIVEL INTERMEDIO

Resolución:

Por la 1.a Ley de Faraday:

$$m_{sust} = \frac{mEq}{96\ 500} \times q$$

$1F \rightarrow 96\ 500C$

$2F \rightarrow q = 2(96\ 500\ C)$

$$h = \frac{a\sqrt{6}}{3}$$

$m_{Aℓ} = 18$ g

Respuesta: A) 18

Problema 2

Determina que masa de calcio se produce por acción de 1 Faraday.

A) 21 B) 22 C) 24
D) 20 E) 23

NIVEL INTERMEDIO

Resolución:

1.a Ley de Faraday

$$m_{sust} = \frac{mEq}{96\ 500} \times q$$

$A = a^2\sqrt{3}$

$m_{Ca} = 20$ g

Respuesta: D) 20

Problema 3

Hallar la masa que se depositará en el cátodo por acción de 20 A sobre una solución de $Ca(OH)_2$ durante 9650 segundos. ($mA_{(Ca)} = 40$)

A) 5 B) 6 C) 3
D) 2 E) 4

NIVEL INTERMEDIO

Resolución:

Por la 1.a Ley de Faraday:

$$m_{sust} = \frac{mEq}{96\ 500} \times q$$

$$V = \frac{a^3\sqrt{2}}{12}$$

$AG = BH = CE = DF = a\ 3$

$m_{sust} = 40$ g

Respuesta: E) 4

PROPIEDADES DEL CARBONO

DESARROLLO DEL TEMA

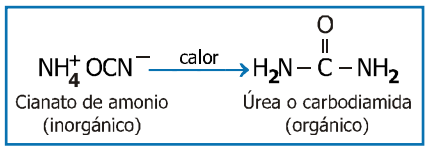
PROPIEDADES DEL CARBONO

I. LA TEORÍA VITALISTA

Jacobo Berzelius propone en el año 1809 la teoría vitalista, según esta teoría los compuestos orgánicos solo pueden ser sintetizados por seres vivos porque ellos poseen la "Fuerza vital".

Es por ello que en esos tiempos la química orgánica era el estudio de los compuestos que se extraían de los organismos vivos o productos naturales como el azúcar, úrea, levadura, ceras y aceites vegetales.

En 1828 el químico alemán Friedrich Wöhler convirtió el cianato de amonio en úrea simplemente calentando el cianato en ausencia de oxígeno.



Con este hecho Wöhler demuestra que la fuerza vital no existe, posteriormente se llevaron a cabo otras síntesis por lo que la teoría de la fuerza vital se descartó.

II. PROPIEDADES GENERALES DE LOS COMPUESTOS ORGÁNICOS

- Constituidos principalmente por elementos químicos llamados organógenos (C, H, O, N) que están presente en la mayoría de los compuestos orgánicos y en una proporción menor tenemos otros elementos denominados secundarios como el Na, Cl, Si, Mg, Ca, Br, Fe, etc.
- Generalmente son covalentes.
- En su mayoría son insolubles en agua pero son solubles en solventes apolares.
- Se descomponen fácilmente en el calor, generalmente < 300º C.
- Son más abundantes que los compuestos inorgánicos.
- Generalmente son combustibles.
- No conducen la electricidad en estado líquido o en solución acuosa.
- Sus reacciones químicas son lentas.
- Presentan isomería es decir una misma fórmula global representa a varios compuestos, con diferentes propiedades.

III. EL CARBONO

Es el sexto elemento no metálico, de la Tabla Periódica Moderna ($Z = 6p^+$), de todos sus isótopos que lo conforman, los más importantes son:

- $C-12 <> {}^{12}_{6}C$ (Isótopo Estable)

  Sirve como patrón para determinar la masa atómica de los elementos químicos.

- $C-14 <> {}^{14}_{6}C$ (Isótopo Radioactivo)

  Sirve para determinar la edad de los restos fósiles con una antigüedad menor a 50 000 años.

IV. PROPIEDADES FÍSICAS DEL CARBONO

A. Carbono cristalizado (puro)

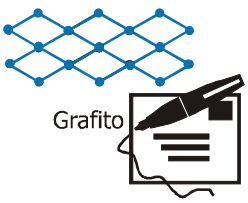
Es la forma más pura de carbono, presenta los siguientes alótropos cristalinos.

1. Grafito (natural)

Es el alótropo más estable del carbono, es un sólido blando negro, con lustre metálico, conduce la electricidad.

En el grafito los átomos de carbono se unen por enlaces múltiples con hibridación sp^2, formando estructuras cristalinas hexagonales que a su vez constituyen capas o láminas planas.

El grafito es usado como lubricante sólido en la fabricación de lápices, electrodos inertes, etc.



2. Diamante (natural)

En el diamante cada átomo de carbono se encuentra enlazado con otros 4 carbonos formando un tetraedro y constituyendo una estructura cristalina cúbica, donde cada carbono presenta hibridación sp^3.

El diamante es muy duro, pero frágil, tiene elevado punto de fusión, no conduce la electricidad, posee gran valor en joyería y es muy usado en la fabricación de herramientas de corte, molienda y pulimentado.

3. Fullerenos (artificial)

- Presentan forma de esfera hueca como un balón de fútbol formando hexágonos y pentágonos.
- Existen variedades de 60, 70, 74, 84, etc; e incluso mayor número de átomos de carbono.
- Una estructura similar a los fullerenos son los nanotubos.
- Los nanotubos son más fuertes que los cables de acero de dimensiones similares.
- Algún día se podrían utilizar para la fabricación de bicicletas ultraligeras y recubrimiento de motores para naves espaciales.
- Los fullerenos evitan la reproducción del virus VIH.

Nota:
Los alótropos del carbono son el grafito, el diamante, los nanotubos y los fullerenos.

B. Carbono amorfo (impuro)

Es la forma impura del carbono, existen como sólidos amorfos de color variable que van desde el negro gris hasta el negro oscuro llamados carbones.

1. Carbones naturales

Formados por la descomposición de restos de vegetales durante cientos de miles de años, a mayor antigüedad mayor es el porcentaje de carbono y su contenido calórico.

Carbón natural	Porcentaje de carbono
ANTRACITA	90 – 96%
HULLA	75 – 90%
LIGNITO	55 – 75%
TURBA	45 – 55%

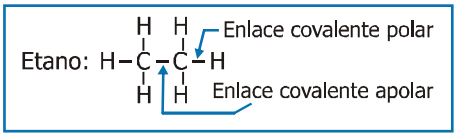
2. Carbones artificiales

Carbón artificial	Características
Carbón de madera, de leña o vegetal.	Se obtiene por destilación seca de la madera, se usa como combustible doméstico y para fabricar el carbón activado.
Carbón animal o negro animal	Se obtiene calcinando huesos desengrasados de animales y se usa para fabricar el carbón activado.
Carbón activado	Posee gran poder absorbente, se usa en máscaras antiguas y para filtrar el agua.
Negro de humo u hollín	Se obtiene por combustión incompleta, es usado en la fabricación de tinta china, papel carbón y en neumáticos.
Coque	Se obtiene por destilación destructiva de la hulla, usado como reductor de metales, en los procesos siderúrgicos.
Carbón de retorta	Es un carbón que se encuentra en las paredes los hornos denominado retortas. Es un conductor del calor y de la electricidad y se utiliza como electrodo de las pilas secas.

V. PROPIEDADES QUÍMICAS DEL CARBONO

A. Covalencia

Es la capacidad del carbono de unirse químicamente con átomos iguales o diferentes, debido a una compartición de electrones, es decir mediante enlace covalente. **Ejemplo:**

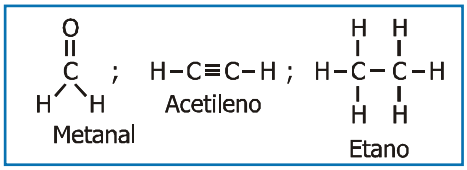


B. Tetravalencia

Mediante esta propiedad el carbono hace participar a sus 4 electrones de valencia en la formación de 4 enlaces covalentes, razón por la cual su valencia es 4.

Ejemplo:

$$_6C \rightarrow 1s^2\ \underbrace{2s^2\ 2p^2}_{4e^-\text{ de valencia}}$$



C. Concatenación

Capacidad del carbono de unirse con otros átomos de carbono mediante enlaces simples, dobles o triples para formar cadenas carbonadas abiertas muy largas o cerradas, muy estables. Debido a esta propiedad se explica la existencia de millones de compuestos orgánicos. Según su arreglo o disposición espacial se clasifican en:

I. Cadena abierta
- 1. Lineal
  - Saturada
  - Insaturada
- 2. Ramificada
  - Saturada
  - Insaturada

II. Cadena cerrada
- Saturada
- Insaturada

D. Hibridación

Es la combinación de orbitales atómicos puros de diferentes subniveles (s, p**x**, p**y**, p**z**) de una misma capa energética, para obtener orbitales híbridos, dándole al carbono diferentes geometrías moleculares.

Tipos de hibridación	N° de orbitales híbridos	Geometría molecular	Forma plana	Tipos de enlace	Ángulo de enlace (α)
sp^3	4	Tetraédrica		4σ	α = 109° 28' ó α = 109,5°
sp^2	3	Triangular plana o Trigonal		3σ y 1π	α = 120°
sp	2	Lineal o digonal		2σ y 2π	α = 180°

VI. TIPOS DE CARBONOS SATURADOS O TETRAÉDRICOS (SP^3)

Se ha encontrado que es sumamente útil clasificar cada átomo de carbono de un alcano o hidrocarburo saturado en:

A. Carbono primario (C 1°)

Es aquel que está unido a un solo átomo de carbono; se halla en los extremos o ramificaciones de una molécula, y podría poseer hidrógenos primarios.

Ejemplo:

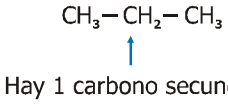
$CH_3 - CH_3$

Hay 2 carbonos primarios

B. Carbono secundario (C 2°)

Es el que está unido a otros 2 átomos de carbono y podría poseer hidrógenos secundarios.

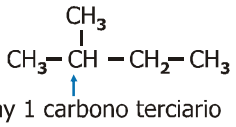
Ejemplo:



C. Carbono terciario (C 3°)

Es el que se encuentra unido a 3 átomos de carbono y podría tener un hidrógeno terciario.

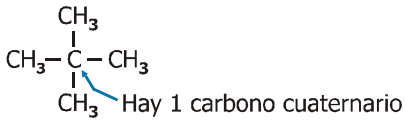
Ejemplo:



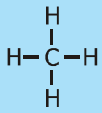
D. Carbono cuaternario (C 4°)

Es un carbono que se encuentra completamente rodeado por otros 4 átomos de carbono a los cuales está unido.

Ejemplo:



Nota:
Esta clasificación sólo incluye carbonos saturados y no incluye al metano, CH_4.



VII. TIPOS DE FÓRMULAS

A. Fórmula molecular o global

Es la fórmula general en la que se indican mediante subíndices la cantidad de átomos de cada elemento participante en la formación de una molécula de sustancia.

Ejemplo:

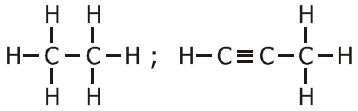
C_2H_6 ; C_3H_4
Etano Propino

Nota:
Estas fórmulas globales pueden representan a uno o más compuestos (llamados isómeros).

B. Fórmula desarrollada

Es aquella en la que se indican todos los enlaces que hay en una molécula.

Ejemplo:



C Fórmula semidesarrollada

Son fórmulas intermedias entre la fórmula global y la fórmula desarrollada. Omite los enlaces entre carbono e hidrógeno. **Ejemplo:**

$CH_3 – CH_3$; $CH \equiv C – CH_3$
Etano Propino

D. Fórmula condensada

Omite los enlaces.

Ejemplo:

CH_3CH_3; $CHCCH_3$
Etano Propino

E. Fórmula topológica

Ejemplo:

VIII. CLASES DE COMPUESTOS ORGÁNICOS

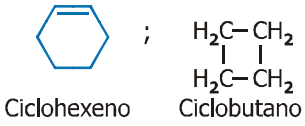
Los compuestos orgánicos se pueden clasificar en dos grandes grupos:

A. Alifáticos

Sustancias de cadenas abiertas, lineales o ramificadas y también las cíclicas semejantes a ellas, de átomos de carbonos unidos por ligaduras simples, dobles o triples o sus combinaciones.

Ejemplo:

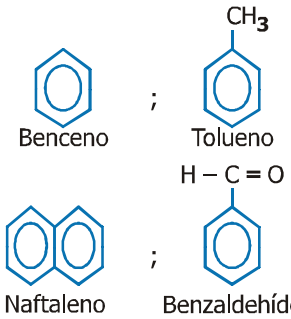
CH_3CH_3 ; $CH_2 = CHCH_2$
Etano Propeno



B. Aromáticos

Son el benceno, C_6H_6, y sus derivados y también aquellas sustancias semejantes a él en su comportamiento químico.

Ejemplo:

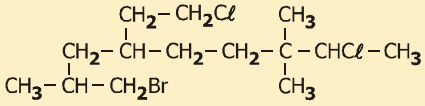


Puede haber muchas cadenas laterales o grupos unidos al anillo aromático.

PROBLEMAS RESUELTOS

Problema 1

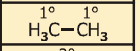
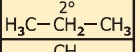
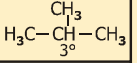
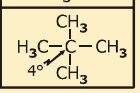
Señala secuencialmente, el número de carbonos terciarios, primarios y secundarios para el siguiente compuesto:



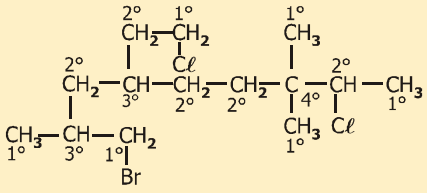
A) 2; 6; 5 B) 2; 5; 5
C) 2; 5; 6 D) 3; 5; 5
E) 3; 6; 4

Resolución:

Según la clasificación de los carbonos saturados o tetraédricos (sp^3)

Carbono	Unido mediante enlace simple a	Ejemplo
Primario (1°)	1C	
Secundario (2°)	2C	
Terciario (3°)	3C	
Cuaternario (4°)	4C	

En el problema, analizando la estructura del compuesto.



Se observa:

6C1°, 5C2°, 2C3° y 1C4°

Respectivamente, nos piden determinar:

2C3°, 6C1° y 5C2°

Respuesta: 2; 6; 5

Problema 2

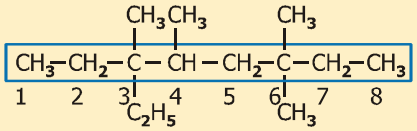
Determina la fórmula global del siguiente alcano:

3 – etil – 3, 4, 6, 6 – tetrametiloctano

A) C_3H_{14} B) C_8H_{16}
C) C_8H_{18} D) $C_{12}H_{26}$
E) $C_{14}H_{30}$

Resolución:

Primero determinamos la fórmula semidesarrollada del hidrocarburo.



En la estructura molecular, se observa:

8 C → En la cadena principal.

6 C → En las ramificaciones.

En total hay 14 C en la fórmula semidesarrollada.

Además:

Sabemos que la fórmula global de un alcano es C_nH_{2n+2}.

Reemplazando:

$C_{14}H_{2(14)+2} = C_{14}H_{30}$

Respuesta: $C_{14}H_{30}$

Problema 3

Determine la fórmula global del siguiente compuesto:

Octa – 1,2 – dien – 4,6 diino

A) C_8H_6
B) C_8H_{12}
C) C_8H_{14}
D) C_8H_{16}
E) C_8H_{18}

PRE SAN MARCOS 2006–II

NIVEL INTERMEDIO

Resolución:

Sabemos que la fórmula global (F. G.) de un alquenino, es:

$$F.G. = C_nH_{2n+2n-2d-4t}$$

Según el prefijo "octa", significa que existe 8 átomos de carbono:

n = 8

Además según el prefijo repetitivo"di", significa cantidad dos. Entonces:

dien → 2 enlaces dobles: d = 2

diino → 2 enlaces triples: t = 2

Reemplazando:

F. G. = $C_8H_{2(8)+2-2(2)-4(2)}$

Por lo tanto la fórmula global será:

F. G. = C_8H_6

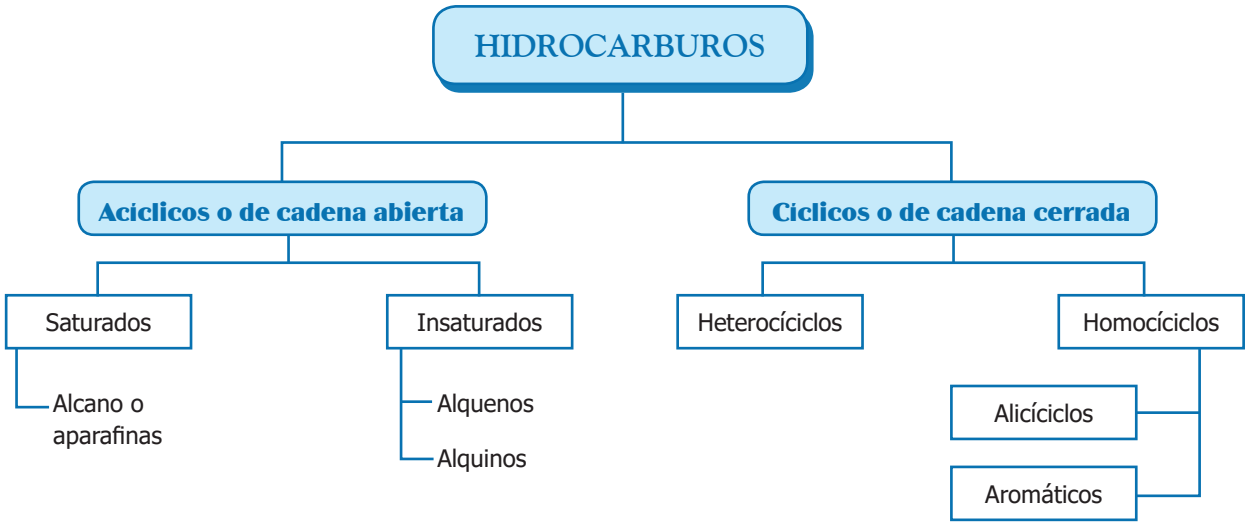
Respuesta: C_8H_6

HIDROCARBUROS

DESARROLLO DEL TEMA

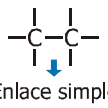
HIDROCARBUROS

Es la clase más sencilla de compuestos orgánicos. Son compuestos binarios, constituidos exclusivamente por átomos de los elementos carbono (C) e hidrógeno (H).



I. HIDROCARBUROS ACÍCLICOS SATURADOS

Alcanos o Parafinas, son hidrocarburos acíclicos saturados, los átomos de carbono requieren una hibridación sp^3 porque presentan enlaces simples () entre carbono y carbono.

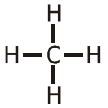
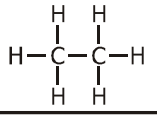
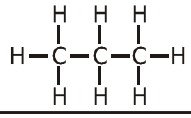
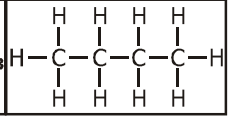
Fórmula Global	Estructura	Nomenclatura
C_nH_{2n+2} ↓ n = 1; 2; 3; ...	 Enlace simple	Prefijo (N° de C) ... **ano**

II. PREFIJOS IUPAC

Dependen del número de átomos de carbono presente en un compuesto orgánico.

N° de C	Prefijo	N° de C	Prefijo
1	Met	12	Dodec
2	Et	13	Tridec
3	Prop	14	Tetradec
4	But	15	Pentadec
5	Pent	20	Icos
6	Hex	21	Henicos
7	Hept	22	Docos
8	Oct	23	Tricos
9	Non	30	Triacont
10	Dec	31	Hentriacont
11	Undec	32	Dotriacont

Ejemplo:

Alcano	Fórmula global	Fórmula semidesarrollada	Fórmula desarrollada
Metano	CH_4	CH_4	
Etano	C_2H_6	$CH_3–CH_3$	
Propano	C_3H_8	$CH_3–CH_2–CH_3$	
Butano	C_4H_{10}	$CH_3–CH_2–CH_2–CH_3$	

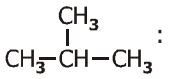
A. Nomenclatura común de alcanos

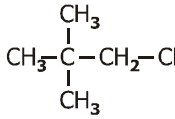
Se usan los prefijos:

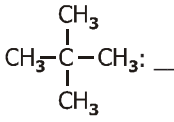
- **n** → Para isómeros de cadena lineal o normal, sino hay ramificación en el hidrocarburo.
- **iso** → Cuando en el carbono N° 2, hay un grupo metil ($–CH_3$) unido a él.
- **neo** → Cuando en el carbono N° 2, existen dos grupos metil ($–CH_3$) unido a él.

Ejemplo:

I. $CH_3 – CH_2 – CH_2 – CH_3$: _____

II.  : _____

III.  : _____

IV.  : _____

B. Radicales o grupos alquilo (–R)

Resultan de sustituir un hidrógeno a un alcano para que entre otro grupo monovalente en su lugar. No forman una especie química propiamente dicha, pero son útiles para propósito de nomenclatura. Para nombrarlos se cambia la terminación "ano" por il(o).

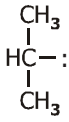
$C_nH_{2n+2} \xrightarrow[\text{un átomo de H}]{\text{Se extrae}} –C_nH_{2n+1}$

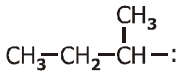
Alcano ... ano — Radical ... il(o)

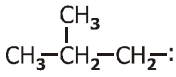
CH_4 Metano	$\xrightarrow{-\text{"1H"}}$ Pierde "1H"	$–CH_3$ Metil(o)
C_2H_6 Etano	$\xrightarrow{-\text{"1H"}}$ Pierde "1H"	$–C_2H_5$ Etil(o)
C_3H_8 Propano	$\xrightarrow{-\text{"1H"}}$ Pierde "1H"	$–C_3H_7$ Propil(o)
C_4H_{10} Butano	$\xrightarrow{-\text{"1H"}}$ Pierde "1H"	$–C_4H_9$ Butil(o)

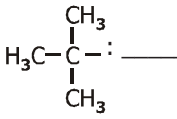
Ejemplos:

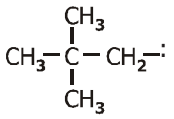
Otros:

I.  : _____

II.  : _____

III.  : _____

IV.  : _____

V.  : _____

C. Nomenclatura IUPAC de alcanos ramificados

Considerar las siguientes reglas:

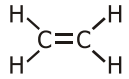
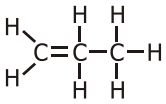
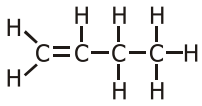
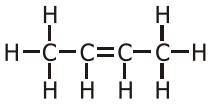
1° Se determina la cadena principal que es la cadena carbonada más extensa (con mayor número de átomos de carbono).
2° Se enumera los átomos de carbono de la cadena principal por el extremo más cercano a un grupo alquilo, de modo que la numeración sea lo menor posible para la posición de este grupo alquilo.
3° Se nombran los grupos alquilos o sustituyentes principalmente en orden alfabético e indicando su posición en la cadena principal.
4° Si un grupo alquilo o sustituyente se repite más de una vez, se usan los prefijos di, tri, tetra, etc.
5° Al nombrar los grupos alquilos o sustituyentes en orden alfabético, no se toma en cuenta los prefijos repetitivos (di, tri, tetra, etc) ni los prefijos comunes sec y terc. Se deben considerar alfabéticamente los prefijos iso, neo y ciclo, según la IUPAC.
6° Finalmente se nombra la cadena principal considerando el número de carbonos que posee.

III. ALQUENOS U OLEFINAS

Son compuestos que en su estructura, presentan por lo menos un enlace doble, siendo una sustancia químicamente activa. El doble enlace carbono - carbono es una unidad estructural y un grupo funcional importante en la química orgánica el doble enlace es el punto donde los alquenos sufren la mayoría de las reacciones.

Fórmula Global	Estructura	Nomenclatura
$C_n H_{2n}$ n = 2, 3, 4, ...	 Doble enlace	Prefijo (N° de C) ... eno

Ejemplos:

Alqueno	Fórmula global	Fórmula semidesarrollada	Fórmula desarrollada
Eteno	C_2H_4	$CH_2=CH_2$	
Propeno	C_3H_6	$CH_2=CH-CH_3$	
Buteno	C_4H_8 (Posee 2 isómeros de posición)	$CH_2=CH-CH_2-CH_3$ But – 1 – eno $CH_3-CH=CH-CH_3$ But – 2 – eno	 

A. Principales alquenos

1. Eteno o Etileno (C_2H_4)

Es un gas incoloro, insípido, de olor etéreo débil y muy poco soluble en el agua. Al polimerizarse (unión de muchas moléculas) origina el polietileno, plástico poco resistente a la temperatura empleado para fabricar envases, bolsas. Es combustible e inflamable.

2. Propeno o Propileno (C_3H_6)

Se polimeriza en polipropileno, originando otro tipo de plástico de mucha importancia, usada en la fabricación de juguetes y recubrimiento de pañales, etc.

3. Butadieno ($CH_2 = CH - CH = CH_2$)

Su polimerización es empleada en la fabricación de los cauchos sintéticos.

B. Grupos alquenilos

Son sustituyentes insaturados que tienen nombres comunes aceptados por la IUPAC.

I. $CH_2 = CH -$

_____

II. $CH_2 = CH - CH_2 -$

_____

C. Nomenclatura IUPAC de alquenos ramificados

Pasos a seguir:

1º Se debe tener en cuenta que el enlace doble está en la cadena principal.

2º Dicha cadena debe numerarse iniciando del extremo más cercano al enlace doble.

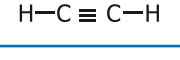
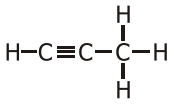
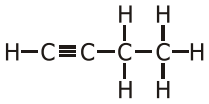
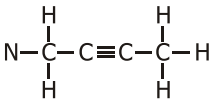
3º Si existe 2 dobles enlaces su terminación será dieno, tres dobles enlaces será trieno, etc.

IV. ALQUINOS O ACETILÉNICOS

Son hidrocarburos acíclicos insaturados o compuestos que en su estructura presenta por lo menos un enlace triple. Los átomos de carbono del grupo funcional (enlace triple) poseen hibridación sp.

Fórmula Global	Estructura	Nomenclatura
$C_n H_{2n-2}$ n = 2, 3, 4, ...	$-C\equiv C-$ Enlace triple	Prefijo (N° de C) ... ino

Ejemplo:

Alquino	Fórmula global	Fórmula semidesarrollada	Fórmula desarrollada
Etino	C_2H_2	$CH \equiv CH$	
Propino	C_3H_4	$CH \equiv C - CH_3$	
Butino	C_4H_6 (Posee 2 isómeros de posición)	$CH \equiv C-CH_2-CH_3$ But – 1 – ino $CH_3-C \equiv CH-CH_3$ But – 2 – ino	 

A. Alquino más importante

Acetileno o etino (C_2H_2) Es el más importante de los alquinos. Se le considera como materia clave en la síntesis orgánica. Es una gas incoloro (punto de ebullición – 84° C), poco soluble en agua. En la naturaleza se le encuentra en la hulla y el petróleo.

En 1862, Marcelino Berthelot (1827 – 1907), realizó la síntesis del acetileno de acuerdo a la siguiente reacción química:

$$2C_{(s)} + H_{2(g)} \xrightarrow[\text{eléctrica}]{\text{chispa}} \underset{\text{Acetileno}}{CH \equiv CH}$$

Actualmente el método más práctico es:

$$\underset{\text{Coque}}{3C_{(s)}} + \underset{\substack{\text{Óxido de}\\ \text{calcio}\\ \text{(cal viva)}}}{CaO_{(s)}} \xrightarrow{1800 - 2100^\circ C} \underset{\substack{\text{Carburo}\\ \text{de}\\ \text{calcio}}}{CaC_{2(s)}} + \underset{\substack{\text{Monóxido}\\ \text{de}\\ \text{carbono}}}{CO_{(g)}}$$

Luego al "carburo de calcio" se le agrega agua y se libera el acetileno gaseoso.

$$\underset{\text{Carburo de calcio}}{Ca^{2+}[:C \equiv C:]^{2-}} + 2H_2O_{(\ell)} \longrightarrow \underset{\text{acetileno}}{CH \equiv CH} + \underset{\substack{\text{Hidróxido de calcio}\\ \text{(Lechada de cal)}}}{Ca(OH)_{2(ac)}}$$

El acetileno es empleado en "soldadura oxiacetilénica" obteniéndose mediante su combustión una temperatura de 3000 °C empleada para fundir o soldar metales.

B. Nomenclatura IUPAC de alquinos ramificados

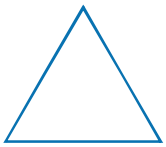
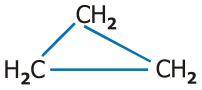
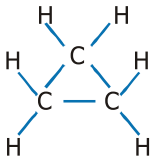
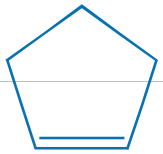
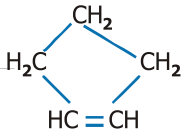
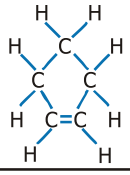
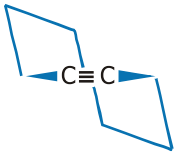
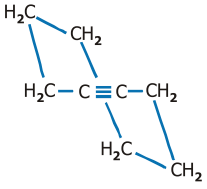
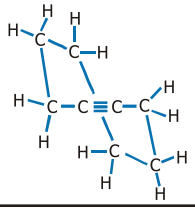
Este caso es similar a la forma como se nombran a los alquenos, quiere decir que el enlace triple (—) debe estar en la cadena principal y la numeración se debe iniciar del extremo más próximo a este enlace. Si existen 2 triples enlaces su terminación será diino, 3 triples enlaces será triino, etc.

V. HIDROCARBUROS CÍCLICOS

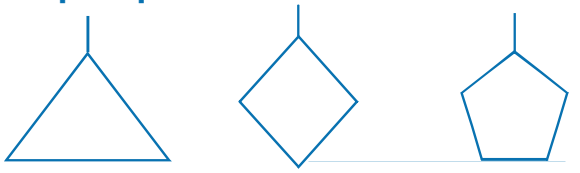
Son hidrocarburos de cadena cerrada, en los cuales los extremos de una cadena lineal se unen formando una cadena cíclica. Pueden ser cicloalcanos, cicloalquenos y cicloalquinos.

Ejemplo:

Hidrocarburos cíclicos	Serie	Fórmula Global	Nomenclatura
SATURADO	Cicloalcano	C_nH_{2n}	Ciclo **prefijo ...** ano
INSATURADOS	Cicloalqueno	C_nH_{2n-2}	Ciclo **prefijo ...** eno
	Cidoalquino	C_nH_{2n-4}	Ciclo **prefijo ...** ino

Hidrocarburos cíclicos	Fórmula Topológica	Fórmula Semidesarrollada	Fórmula Desarrollada	Fórmula Global
Ciclopropano				C_3H_6
Ciclopenteno				C_5H_8
Ciclooctino				C_8H_{12}

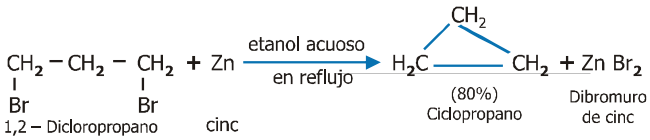
A. Grupos alquilos derivados de los cicloalcanos



Ciclopropil(o) Ciclobutil(o) Ciclopentil(o)

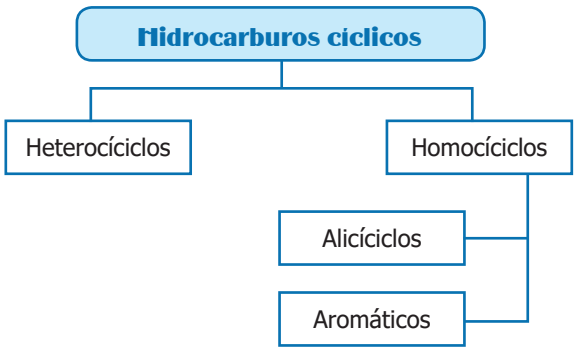
Como los átomos de carbono de un cicloalcanos poseen hidrógenos equivalentes, la valencia libre se puede originar al extraer un hidrógeno en cualquiera de los átomos.

B. Preparación de cicloalcanos



El ciclopentano y el ciclohexano son los únicos cicloalcanos que se obtienen de fuentes naturales, se encuentran en el petróleo.

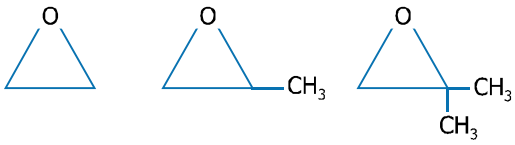
VI. CLASIFICACIÓN GENERAL DE LOS HIDROCARBUROS CÍCLICOS



- **Heterociclico**

Son compuestos en cuyo anillo o ciclo existen otros átomos diferentes al carbono (llamados heteroátomos), como: O, N, S, etc.

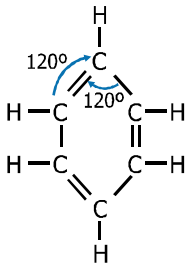
Ejemplo:



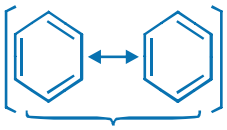
Benceno o feno:

Es un líquido de menor densidad e insoluble en el agua y de olor etéreo, químicamente cada molécula es de forma planar formado por un anillo de 6 carbonos, unidos por enlace simple y doble en forma alternada. Es una molécula más estable de lo esperado y presenta 2 formas resonantes, la molécula es apolar, estas se unen por fuerzas de London.

- **Estructura del benceno**



- Fórmula del Benceno
- Fórmula global = C_6H_6
- Presenta 12 enlaces σ y 3π
- Posee 6 carbonos híbridos en sp^2
- Longitud de enlace C – C = 1,397 Å
- Longitud de enlace C – H = 1,09 Å


Es equivalente a

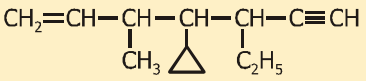
2 estructuras resonantes de Kekulé Tienen la misma posición de los átomos diferenciándose solo en la posición de los electrones π, los cuales se deslocalizan (ninguna de las dos estructuras en forma aislada existe).

Hibrido de Resonancia o Núcleo bencénico de Robert Robinson. (Estructura real)

PROBLEMAS RESUELTOS

Problema 1

Determinar la fórmula global del siguiente hidrocarburo insaturado



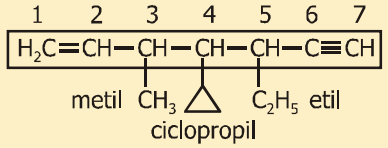
PRE UNMSM 2009–I

NIVEL INTERMEDIO

A) $C_{13}H_{15}$ B) $C_{13}H_{17}$
C) $C_{13}H_{18}$ D) $C_{13}H_{19}$
E) $C_{13}H_{20}$

Resolución:

Se observa que la cadena principal está constituida por 7 átomos de carbono y siempre debe contener los enlaces múltiples (el doble y triple enlace). Además el enlace doble y el enlace triple se ubican en posiciones equivalentes, entonces en este caso, según la IUPAC, se empieza a enumerar la cadena carbonada por el carbono extremo más cerca al doble enlace.



Por último nombramos los sustituyentes en orden alfabético.

Entonces el nombre del hidrocarburo insaturado, será:

4 - Ciclopropil - 5 - etil - 3 - metilhept - 1 - en - 6 - ino

Por lo tanto su fórmula global es:

$C_{13}H_{20}$

Respuesta: $C_{13}H_{20}$

Problema 2

Determine la atomicidad del furano:

PRE UNMSM 2008–II

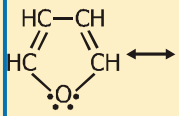
NIVEL INTERMEDIO

A) 6 B) 7
C) 8 D) 9
E) 10

Resolución:

El furano es un hidrocarburo heterocíclico, cuya fórmula topológica es:

Analizamos su estructura molecular, según su fórmula semidesarrollada.

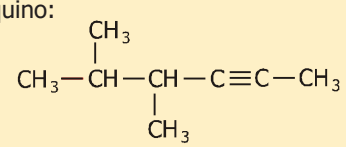


Fórmula global = C_4H_4O
Atomicidad = 4+4+1 = 9

Respuesta: 9

Problema 3

Nombra según La IUPAC, al siguiente alquino:



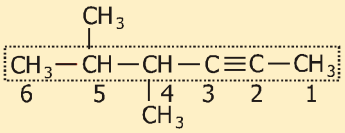
PRE UNMSM 2006 – I

NIVEL FÁCIL

A) 4,5 - dimetil – 4 – hexino
B) 2,3 - dimetil – 2 – hexino
C) 2,3 – dimetil – 4 – hexino
D) 2,3 – dimetilhex – 4 ino
E) 4,5 – dimetilhex – 2 – ino

Resolución:

La cadena principal está constituida por 6 carbonos, contenidos al enlace triple. La numeración de esta cadena se inicia por el extremo derecho, porque esta más cerca al enlace triple.



El nombre IUPAC sera:
4,5–dimetil–2–hexino
⇒ IUPAC 1979
4,5–dimetilhex–2–ino
⇒ IUPAC 1993

Respuesta: 4,5 – dimetilhex – 2 – ino

OXIGENADOS

DESARROLLO DEL TEMA

FUNCIONES ORGÁNICAS OXIGENADAS

Son aquellas sustancias orgánicas ternarias que tienen en su composición principalmente carbono, hidrógeno y oxígeno.

I. FUNCIÓN ALCOHOL

Son compuestos que se caracterizan por tener radicales hidróxilo (–OH) que va unido a un carbono con hibridación sp^3 (carbono que solo presenta enlace simple).

Fórmula General:

$$\boxed{R - OH}$$

Formación y nomenclatura:

A) $CH_3 - OH$
- Metanol
- Alcohol metílico
- Espíritu de la madera

Es tóxico, no apto para beber, daña el nervio óptico causando ceguera.

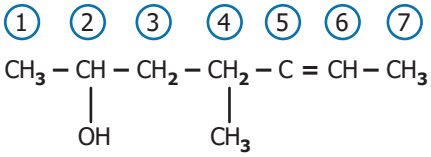
B) $CH_3 - CH_2 - OH$
- Etanol
- Alcohol etílico
- Espíritu del vino

No es tóxico, apto para beber en pequeñas cantidades; se utiliza también como alcohol medicinal.

C) $CH_3 - CH_2 - CH_2 - OH$
- 1 – propanol
- Alcohol propílico

D) $CH_3 - CH_2 - OH$
- 2 – propanol
- Alcohol isopropílico

E)

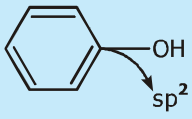


5 – metil – 5 – hepten – 2 – ol

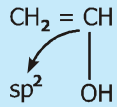
F) OH Ciclohexanol

El carbono que contenga el OH tendrá la menor numeración, que el de doble enlace.

Nota:
Cuando el (–OH) va unido a un carbono con hibridación sp^2 no es alcohol.



no es alcohol
(es fenol)



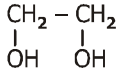
no es alcohol
(es un enol)

II. CLASIFICACIÓN DE LOS ALCOHOLES

A. Según el # de grupos hidróxilo (–OH) en su estructura

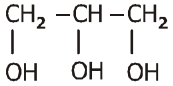
1. **Monoles:** Solo poseen 1 grupo (–OH)
   - CH_3OH metanol
   - C_2H_5OH etanol

2. **Polioles:** Poseen 2 o más grupos "OH".



- Etanodiol
- Etilenglicol
- Glicol

Es un líquido viscoso y tóxico, se utiliza como anticongelante de ceras y en radiadores de motores.



- Propanotriol, Glicerina o glicerol
  Líquido incoloro, sabor dulce, no es tóxico, soluble en H_2O, se utiliza en la preparación de jabones como humectante y también en la preparación de la nitroglicerina (explosivo).

B. Según la posición del grupo oxidrilo (–OH)

1. Alcohol primario:

$R - CH_2 - OH$

$CH_3 - CH - CH_2 - CH_2 - OH$

3 – fenil – 1 – butanol

2. Alcohol secundario:

$CH_3 - CH - CH_2 - CH_3$
OH
2 – butanol

$\begin{matrix} R \\ \diagdown \\ CH - OH \\ \diagup \\ R \end{matrix}$

3. Alcohol ternario:

$\begin{matrix} R \\ | \\ R - C - OH \\ | \\ R \end{matrix}$

$\begin{matrix} CH_3 \\ | \\ CH_3 - C - OH \\ | \\ CH_3 \end{matrix}$ Alcohol terbutílico
2 – metil – 2 – propanol

III. PROPIEDADES DE LOS ALCOHOLES

A. Físicas

1. Los alcoholes son compuestos polares debido a la presencia del grupo –OH esta polaridad es más marcada en los alcoholes de baja masa molecular, a medida que la longitud de la cadena crece, los alcoholes se asemejan más en algunas propiedades de los hidrocarburos correspondientes, razón por la cual los alcoholes de:
- Baja masa molecular son solubles en H_2O
- Alta masa molecular son insolubles en H_2O

2. Forman puente de hidrógeno (P.H.), debido a esto presentan alta temperatura de ebullición.

3. En alcoholes con igual número de carbonos a mayor ramificación MENOR temperatura de ebullición.

B. Químicas

1. Oxidación moderada: En presencia del $K_2Cr_2O_7$ (oxidante [O]), los alcoholes se oxidan.

- **Alcohol primario**

$CH_3 - CH_2 - OH \xrightarrow{[O]} CH_3 - CHO$
Etanol — Etanal (Aldehído)

Nota:
Cuando un alcohol primario se oxida en forma completa o total se obtiene ácido carboxílico

- **Alcohol secundario**

$CH_3 - \underset{\underset{OH}{|}}{CH} - CH_3 \xrightarrow{[O]} CH_3 - \underset{\underset{O}{||}}{C} - CH_3$
2 – propanol — Propanona (Cetona)

- Alcohol terciario: Son muy difíciles de oxidar.

2. Deshidratación

- Para la obtención de éteres.

$C_2H_5 - \boxed{O - H}$
$C_2H_5 - O - \boxed{H} \xrightarrow[140^oC]{H_2SO_4} C_2H_5 - O - C_2H_5 + H_2O$
2 moléculas de etanol — éter dietílico

- Para la obtención de alquenos.

$CH_2 - CH_2 \xrightarrow[180^oC]{H_2SO_4} CH_2 = CH_2 + H_2O$
$\boxed{H}$ $\boxed{OH}$

IV. FUNCIÓN ÉTER

Fórmula general $\boxed{R - O - R}$

Tipos

A. Simétricos: R – O – R (radicales iguales)

B. Asimétricos: $R_1 - O - R_2$ (radicales diferentes)

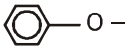
Nomenclatura

A. Derivado de un alifático
IUPAC
Radical de menor carbono OXI cadena más larga (terminado en ano, eno o ino),

B. Indicando el nombre de la función (Nombre de los radicales) ÉTER. (Funcional)
Ejemplo:

1. $CH_3 - O - CH_3$ — • metoxi metano • dimetil éter
2. $C_2H_5 - O - C_2H_5$ — • Etoxietano • Dietiléter

Llamado también éter o éter sulfúrico.

3. $CH_3 - O - C_3H_7$ — • Metoxi propano • Metil propil éter
4.  — • Metoxibenceno • Metilfenileter • Anisol

V. FUNCIÓN ALDEHÍDO

Obtención:

$$R - CH_2OH \xrightarrow{[O]} R - CHO$$

Fórmula general $\boxed{R - CHO}$

Grupo funcional: $-C(=O)H$ Formil

Nomenclatura:

Raíz común	Form.	Acet.	Propion	Butir	Valer
# C	1 C	2 C	3 C	4 C	5 C

a) Sistema IUPAC: Raíz "...al" se nombra como derivado de alcano.

b) Sistema Funcional: Para esto se toma en cuenta el número de carbono, pero utilizando la raíz común y debe terminar en aldehido.

Ejemplo:

$HCHO$ { • Metanal • Formaldehído

$CH_3 - CH_2 - CHO$ { • Propanal • Propinaldehído

$CH_3 - CH(CH_3) = C - CHO$

④ ③ ② ①

2 – metil – 2 – butenal

$OHC - CHO$ Etanodial

El compuesto más importante es el metanal (HCHO) en solución acuosa al 40 % en volumen se denomina formol, se utiliza como antiséptico, conservador de tejidos celulares.

VI. FUNCIÓN CETONA

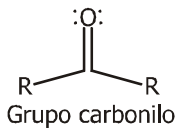
Obtención:

$$R - CH(OH) - R' \xrightarrow{[O]} R - C(=O) - R'$$

Alcohol secundario — Cetona

Fórmula general: $\boxed{R - CO - R'}$

Grupo funcional:



Grupo carbonilo

Nomenclatura

a) Sistema IUPAC: Raíz "...ona" se nombra como derivado del alcano.

b) Sistema funcional: Se nombra los radicales de menor a mayor número de átomos de carbono seguido del término cetona.

Ejemplo:

• $CH_3 - C(=O) - CH_3 < > CH_3 - CO - CH_3$

Propanona o Acetona

• $CH_3 - CO - CH_2 - CH_3$ { • Metiletil cetona • Butanona

• $CH_3 - C(=O) - CH = CH(CH_3) - CH - CH_3$

① ② ③ ④ ⑤ ⑥

5 – metil – 3 – hexen – 2 – ona

Propiedades químicas:

- Al reducirse se obtiene el alcohol secundario que le dio origen.

$$R - CO - R' \xrightarrow{LiAlH_4} R - CH(OH) - R'$$

Cetona — Alcohol secundario

Observación:

En reactividad química para la oxidación, se cumple:

$\boxed{\text{Aldehído} > \text{Cetona}}$

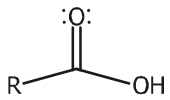
VII. FUNCIÓN ÁCIDO CARBOXÍLICO

Obtención:

$$R - CHO \xrightarrow{[O]} R - COOH$$

Aldehído — Ácido carboxílico

Grupo funcional



Grupo carboxilo

Nomenclatura

a) Sistema IUPAC : ácido raíz (#C) "oico"

b) Sistema común: "ácido ...ico"

Ejemplo:

Ácidos monocarboxílicos:

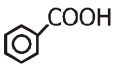
Presentan 1 grupo funcional – COOH.

• $H - COOH$ { • Ácido metanoico • Ácido fórmico

• $CH_3 - COOH$ { • Ácido etanoico • Ácido acético

Es el ácido presente en el vinagre en un 5% en masa aproximadamente: sabor agrio y soluble en agua.

• C_2H_5COOH { • Ácido propanoico • Ácido propionico

•  { • Ácido benzóico

PÁRIS para AMOR A SOFÍA

Ácidos dicarboxílicos:

Presentan 2 grupos funcionales – COOH:

- $COOHCOOH$
  - Ácido etanodioico
  - Ácido oxálico
- $COOH - CH_2 - COOH$
  - Ácido propanodioico
  - Ácido malónico
- $COOH - CH_2 - CH_2 - COOH$
  - Ácido butanodioico
  - Ácido succínico

Ácidos grasos o superiores: Se obtienen de la hidrólisis de grasas sólidas (cebos) y líquidos (aceites). Los más importantes son:

- $C_{11}H_{23}COOH$
  - Ácido dodecanoico
  - Ácido laúrico
- $C_{13}H_{27}COOH$
  - Ácido tetradecanoico
  - Ácido mirístico
- $C_{15}H_{31}COOH$
  - Ácido hexadecanoico
  - Ácido palmítico
- $C_{16}H_{33}COOH$
  - Ácido heptadecanoico
  - Ácido margárico
- $C_{17}H_{35}COOH$
  - Ácido octadecanoico
  - Ácido esteárico

Propiedades físicas

a) La solubilidad disminuye al aumentar el peso molecular.

b) Presenta puente de hidrógeno (P.H.) debido a esto son los compuestos que tienen la temperatura de ebullición más alta de todos los orgánicos oxigenados.

- T_{eb} (HCOOH) = 101ºC
- T_{eb} (CH_3COOH) = 118ºC

c) Los dicarboxílicos son sólidos, pero hasta los 8 primeros son solubles en agua.

Propiedades químicas

a) Son ácidos débiles por lo tanto se disocian parcialmente cuando están disueltos en agua.

$$R - COOH_{(ac)} \rightleftharpoons RCOO^-_{(ac)} + H^+_{(ac)}$$

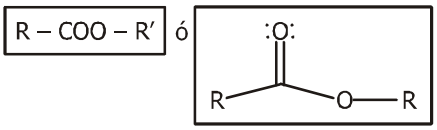
b) Se neutralizan con las bases, produciéndose sales orgánicas:

$$CH_3 - COOH + NaOH \longrightarrow CH_3COONa + H_2O$$

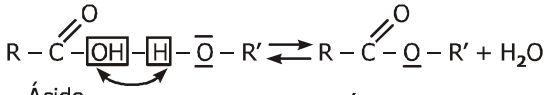
Ácido acético — Hidróxido de sodio — Acetato de sodio

VIII. FUNCIÓN ÉSTER

Fórmula general



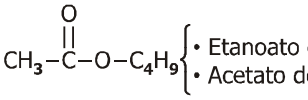
Proceso de esterificación



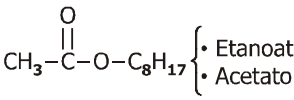
Ácido carboxílico — Alcohol — Éster — Agua

Observación: La reacción inversa (←) se llama hidrólisis del éster.

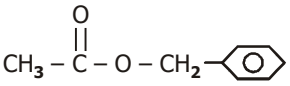
Nomenclatura: "...oato" de alquilo.



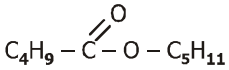
- Etanoato de butilo
- Acetato de butilo (olor a plátano)



- Etanoato de octilo
- Acetato de octilo (olor a naranja)



- Acetato de bencilo
- Etanoato de bencilo (sabor a frambuesa o cereza)



- Pentanoato de pentilo
- Valerato de pentilo (olor a manzana)

Propiedades físicas

La gran mayoría de los ésteres simples son sustancias de aroma agradable. A ellos se deben los sabores y fragancias de la mayoría de las frutas y flores así como diversos sabores de fruta que se emplean para pasteles, dulces y helados.

Jabones

Son sales de sodio y potasio de un ácido graso de cadena larga que se obtiene por saponificación. La saponificación es la hidrólisis con catálisis básica de grasas y aceites.

- En la siguiente tabla los grupos funcionales estan ordenados de mayor a menor prioridad.

Función Química	Grupo Funcional	Sufijo (cuando es grupo principal)	Prefijo(cuando es sustituyente)
Ácido carboxílico	- COOH	Ácido ...oico	carboxi -
Éster	- COOR	...oato de...	alcoxicarbonil -
Amida	- $CONH_2$	...amida	carbamoil -
Nitrilo	- CN	...nitrilo	ciano -
Aldehidos	- CHO	...al	formil -
Cetonas	- CO -	...ona	oxo -
Alcoholes y Fenoles	- OH	...ol	hidroxi -
Aminas	- NH_2	...amina	amino -
Alquenos	- C = C -	...eno	il o ilo
Alquinos	- C ≡ C -	...ino	il o ilo
Alcanos	- C – C -	...ano	il o ilo

Algunos grupos funcionales pueden ser citados solo como prefijos. Ellos son los grupos subordinados que se indican en la tabla y ninguno de ellos tiene prioridad alguna.

Grupo funcional	Nombre como sufijo	Nombre como prefijo
éter		alcoxi
hologenuro		halo (cloro, bromo, etc)
nitro		nitro

Ejemplos:

$CH_3 - CHOH - COOH$ Ac 2 – hidroxipropanoico

$CH_3 - CHOH - CH = CH - CO - CH_3$ 5 – hidroxi – 3 – hexen – 2 – ona

PROBLEMAS RESUELTOS

Problema 1

El aroma agradable de las frutas se debe a uno de los siguientes grupos de compuestos orgánicos:

A) Éteres
B) Aminas
C) Alcoholes
D) Ácidos orgánicos
E) Ésteres

UNMSM 1997–I
NIVEL INTERMEDIO

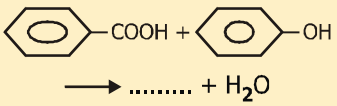
Resolución:

Los ésteres más volátiles tienen olores agradables bastantes característicos por eso suelen emplearse para preparar perfumes y condimentos artificiales.

Respuesta: E) ésteres

Problema 2

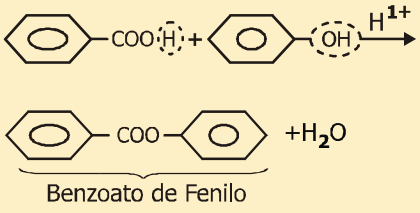
Al completar la siguiente reacción en medio ácido, indica el nombre del producto principal.



A) Fenilato de acetilo
B) Acetato de bencilo
C) Etanoato de propilo
D) Benzoato de fenilo
E) Benzoato de acetilo

NIVEL INTERMEDIO

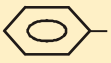
Resolución:



Respuesta: D) Benzoato de fenilo

Problema 3

Indica qué compuestos son aminas.

I. CH_3NH_2
II. CH_3CONH_2
III. $CH_3CH_2NHCH_3$
IV. 

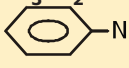
A) I y II B) II y III
C) I, III y IV D) I, II y III
E) II, III, IV

NIVEL INTERMEDIO

Resolución:

Las aminas presentan la siguiente forma general: $R - NH_2$ o $Ar - NH_2$

Donde R: radical alquil y Ar: radical aril

I. CH_3NH_2: metilamina
II. $CH_3CO - NH_2$: no es amina
III. $CH_3CH_2NHCH_3$: N – metiletilamina
IV. 

bencenamina

Respuesta: C) I, III y IV